Grundzüge der Chemie

aus Versuchen entwickelt.

Nach methodischen Grundsätzen

für

den Schul- und Selbstunterricht

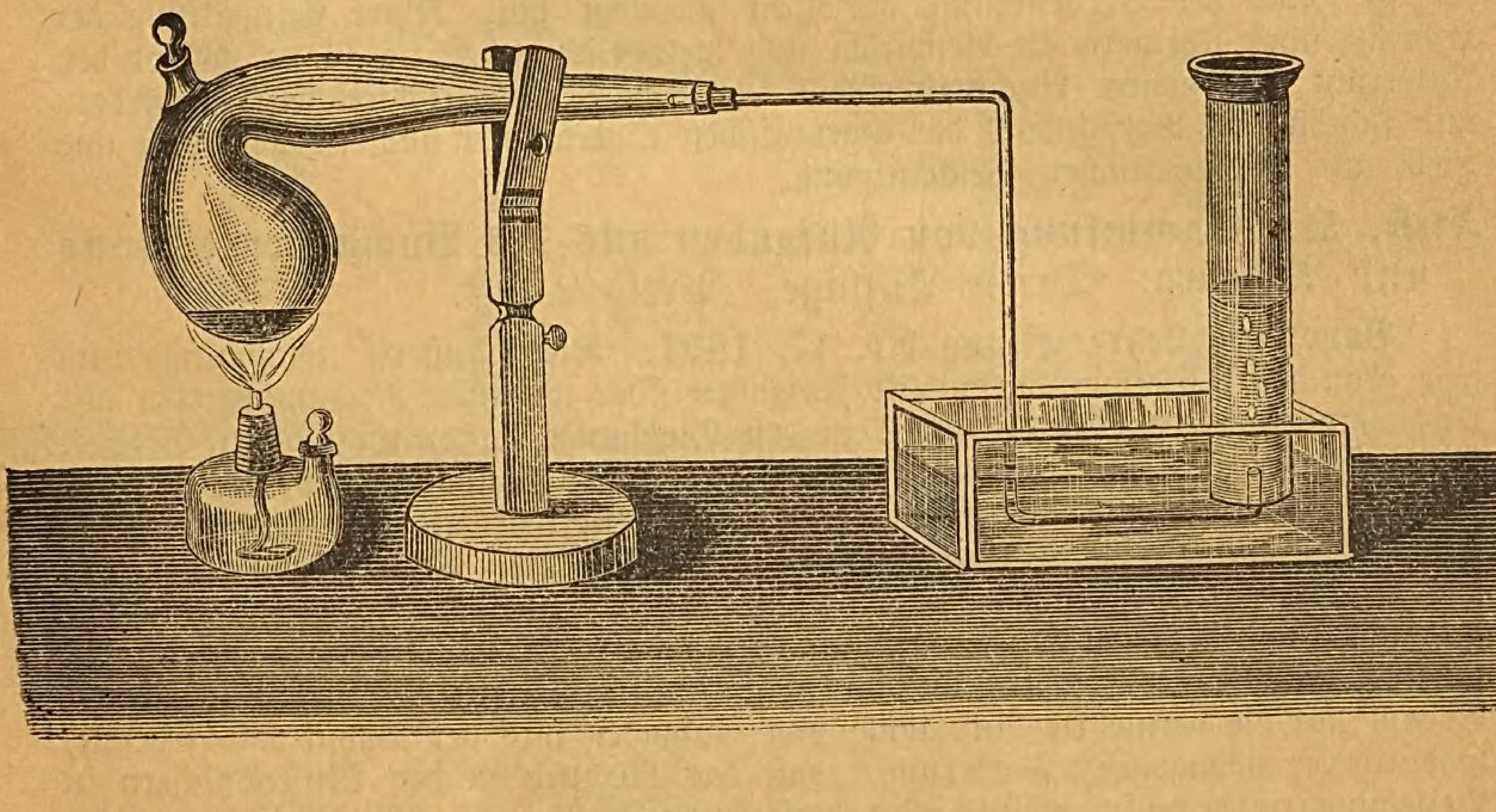
bearbeitet

von

Konrad Fuß.

Mit vielen in den Text gedruckten Abbildungen.

Dritte, umgearbeitete und verbesserte Auflage.



Nürnberg.
Verlag der Friedr. Kornschen Buchhandlung.
1894.

Grundzüge der Chemie

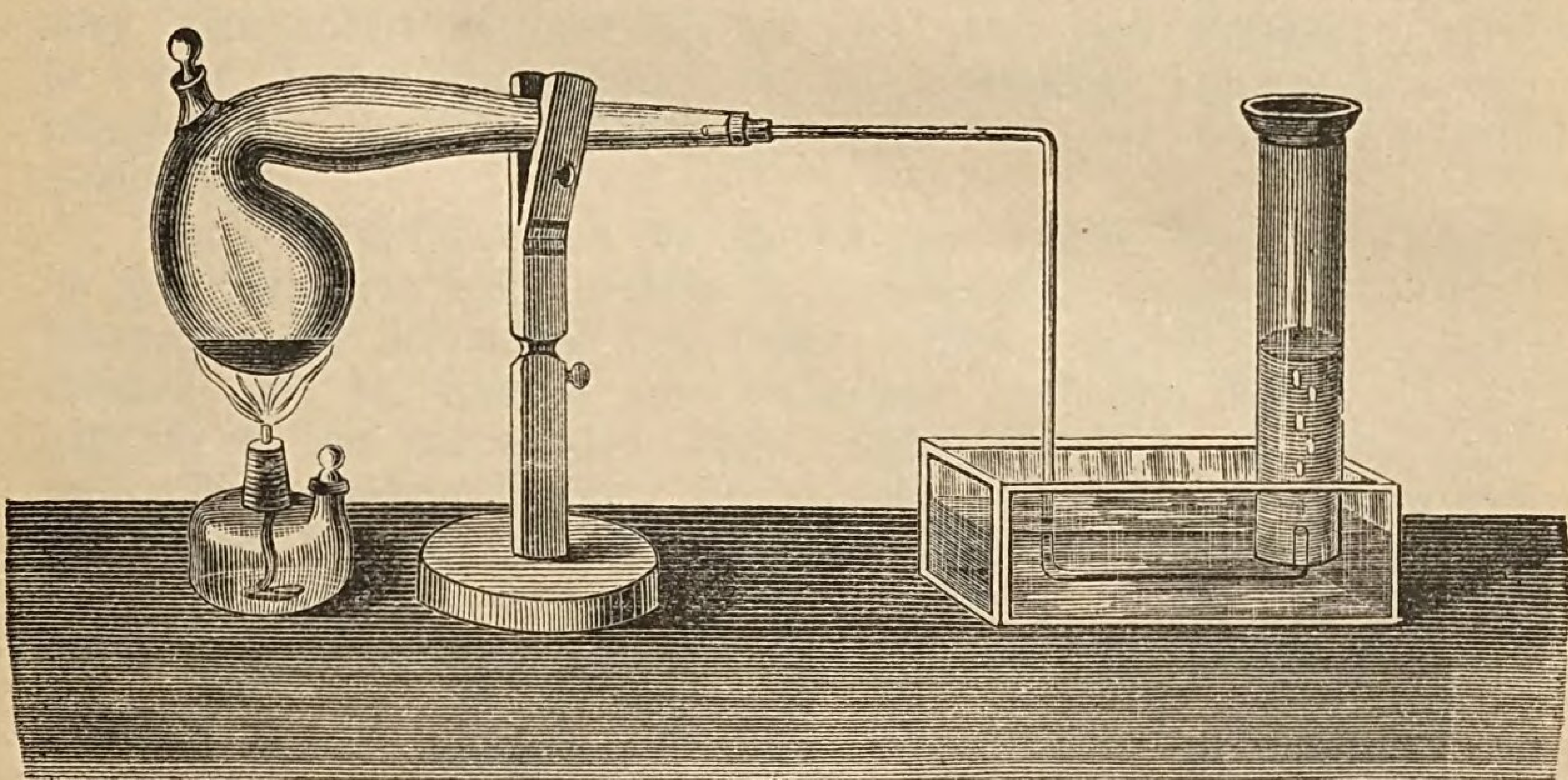
aus Versuchen entwickelt.

Nach methodischen Grundsätzen
für
den Schul- und Selbstunterricht
bearbeitet
von

Konrad Fuß.

Mit vielen in den Text gedruckten Abbildungen.

Dritte, umgearbeitete und verbesserte Auflage.



Nürnberg.
Verlag der Friedr. Kornschen Buchhandlung.
1894.

Druck von E. Th. Jacob in Erlangen.

Vorwort zur dritten Auflage.

Auf dem Gebiete des chemischen Unterrichts stehen sich gegenwärtig hauptsächlich zwei Methoden gegenüber.

Die eine Methode, die sogenannte rationelle, stellt die chemischen Vorgänge in den Vordergrund der unterrichtlichen Behandlung, wählt die zu den Versuchen dienenden Stoffe, unbekümmert um ihre innere Verwandtschaft, nur nach den zu entwickelnden Lehren aus und schreitet so durch alle Elemente oder wenigstens einen Teil derselben gleichzeitig fort. Die andere Methode dagegen, die man die systematische nennen könnte, macht die Substanz zum Mittelpunkt der Besprechung, führt an ein und demselben Stoffe die an ihm wahrnehmbaren Erscheinungen vor, wählt dann einen verwandten und behandelt so ein Element nach dem anderen allseitig.

Jede dieser Methoden hat ihre Vorzüge und Nachteile. Nach jener gewinnen die Schüler zwar eine verständnisvolle Übersicht der chemischen Vorgänge, wie der Oxydation, Sulfurierung und Chlorierung der Elemente, Zersetzung und Reduktion binärer Verbindungen, Bildung und Zerlegung der Salze 2c., allein das stofflich Zusammengehörige wird hiebei so sehr durch den ganzen Unterricht zerstreut, daß die Aneignung desselben und die Einsicht in die innere Beziehung, die natürliche Verwandtschaft der Substanzen den Schülern auf diese Weise sehr erschwert wird. Die andere Methode beseitigt nun zwar diese Mißstände, aber sie bringt, streng durchgeführt, das Charakteristische und die Mannigfaltigkeit der chemischen Reaktionen nicht klar zum Bewußtsein des Schülers.

Nach den Erfahrungen, die ich seit einer langen Reihe von Jahren im chemischen Unterrichte gemacht habe, verspricht eine zweckmäßige Verbindung beider Lehrweisen den besten Erfolg, namentlich in solchen Schulen, die der Chemie nur wenig Zeit zuwenden können. Daher habe ich in dem vorliegenden Buche, nach Entwicklung der wichtigsten theoretischen Vorbegriffe durch Heranziehung von leicht zugänglichen Beobachtungen und einfachen Versuchen, auf der Grundlage des Experimentes[1]) die Elemente nacheinander allseitig behandelt, durch Rückblicke, Zusammenfassungen und Ergänzungen aber die

---

1) Vielen Gerätschaften und Apparaten, welche ich bei diesen Versuchen benütze, habe ich die zweckmäßige Einrichtung und Form gegeben (man vergleiche die Figuren), in der ich sie in dem weithin bekannten chemischen Laboratorium des Herrn Professors Dr. R. Fresenius in Wiesbaden kennen gelernt und bei chemischen Arbeiten benützt habe. Die chemisch-physiologischen Versuche (S. 214, 215 2c.) sind meistens in der Weise ausgeführt, wie ich sie bei Herrn Dr. Detmer, Professor an der Universität Jena, kennen lernte.

notwendige Übersicht der chemischen Erscheinungen zu erreichen gesucht (S. 77—87, 146—165, 227, 228).

Für die Auswahl des zu behandelnden Stoffes waren die in dem folgenden Abschnitt: „die Bedeutung der Chemie als Unterrichtsgegenstand" dargelegten Gesichtspunkte maßgebend. Zu bemerken ist nur noch, daß ich mich auch überall bestrebt habe, auf neue Forschungsresultate (S. 42, 111, 150, 210 ꝛc.) und Anwendungen, sowie auf das historische Moment die gebührende Rücksicht zu nehmen. Auch habe ich verschiedene, zur Chemie in naher Beziehung stehende Gegenstände berührt, die zwar in den meisten chemischen Lehrbüchern nicht zur Besprechung gelangen, die aber nach meinem Dafürhalten ein Anrecht auf Beachtung haben, da sie von allgemeinem Interesse, für eine richtige Naturanschauung von großer Bedeutung sind und zeigen, was wir dem gewaltigen Aufschwung der Naturwissenschaften und insbesondere auch der Chemie zu verdanken haben. (Man vergleiche z. B.: das Feuer im Dienste der Kultur, S. 151, die Förderung der Landwirtschaft durch die Fortschritte der Chemie, S. 228, die Rolle der niederen Pilze im Naturhaushalte, S. 255—258 ꝛc.)

Der auf diese Weise zur Darstellung kommende Stoff ist scheinbar ein ziemlich umfangreicher, und man könnte daher meinen, er ließe sich in Schulen, die dem chemischen Unterricht nur wenig Zeit zur Verfügung stellen, nicht mit der wünschenswerten Gründlichkeit bewältigen. Es ist aber wohl zu bedenken, daß die zum Teil ausführliche Beschreibung der Experimente viel Raum absorbiert und daß der eigentliche „Merkstoff" auf ein sehr geringes Maß beschränkt ist. Übrigens sind in der Spaltung des Druckes in Groß- und Kleingedrucktes Anhaltspunkte für eine Auswahl des Stoffes gegeben. In Schulen, die diesem Unterrichte nur wenig Zeit zuwenden können, empfiehlt es sich, nach Durchnahme der §§ 1—6 nur einige Elemente, wie Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Kalium ꝛc. ausführlich zu behandeln, dann zu den „Rückblicken, Zusammenfassungen und Ergänzungen" überzugehen und diesen dann die Vorführung der wichtigsten Thatsachen der organischen Chemie folgen zu lassen. Die interessanten Belehrungen über die chemischen Vorgänge im Körper der Pflanzen, Tiere und Menschen (S. 207—250) lassen sich mit dem Unterrichte in der Naturgeschichte bezw. Landwirtschaft verbinden, ja diese werden sogar einen wesentlichen Teil der genannten Unterrichtsgegenstände, insbesondere der Landwirtschaft, zu bilden haben. Muß man sich auch in solchen Anstalten auf das Allernotwendigste beschränken, so halte ich es doch für sehr ratsam, den Schülern ein ausführlicheres Lehrbuch in die Hand zu geben, damit sie sich durch Nachschlagen über einschlägige Fragen orientieren können und alle Strebsamen darin Gelegenheit zu ihrer Weiterbildung finden.

Möchte meine Arbeit auch in der neuen Auflage die freundliche Aufnahme finden, die ihr bisher zu teil geworden!

Altdorf im August 1893.

Der Verfasser.

Die Bedeutung der Chemie als Unterrichtsgegenstand.

Die Chemie verdient in unseren heutigen Schulen ganz besondere Beachtung, und zwar aus folgenden Gründen.

Das Studium der chemischen Erscheinungen hat einen hohen formalen Bildungswert, da es die verschiedensten Geistesfähigkeiten gleichzeitig in Thätigkeit versetzt. Es nimmt fortwährend die Anschauung in Anspruch, übt in der strengen Unterscheidung zwischen einer Thatsache und dem Erklärungsversuche derselben, schult im Auffinden kausaler und funktioneller Zusammenhänge und beschäftigt auch in hervorragender Weise die Phantasie [1]).

Die Chemie schließt auch Momente in sich, welche für die ethische Bildung der Schüler verwertet werden können. Indem sie den Blick in das innere Gefüge der Körper, in das stille Getriebe der chemischen Kräfte richtet, von deren Thätigkeit alles Entstehen und Vergehen abhängt, gewährt sie, wie kaum ein anderer naturwissenschaftlicher Zweig, Einsicht in die strenge Gesetzmäßigkeit, die in der Natur herrscht, in die Wunder der Schöpfung im Kleinen und im Großen. Und diese Einsicht muß einem idealen Sinne reichliche Anregung und Nahrung gewähren [2]).

---

1) „Keine unter allen Wissenschaften bietet dem Menschen eine größere Fülle von Gegenständen des Denkens, der Überlegung und von frischer sich stets erneuernder Erkenntnis dar als die Chemie; keine ist mehr geeignet, das Talent der Beobachtung in der Entdeckung von Ähnlichkeiten und Verschiedenheiten in den Erscheinungen in gleicher Weise zu wecken und die Gesetze des Denkens in ihren strengen Methoden der Beweisführung für die Wahrheit einer Erklärung oder in der Aufsuchung der Ursachen und Wirkungen einer Erscheinung gleich anschaulich und geläufig zu machen. In demselben Grade als der menschliche Geist an Einsicht zunimmt, die ihm von irgend einer Seite zufließt, stärken und erheben sich seine Fähigkeiten nach allen anderen Richtungen hin; die Erwerbung einer neuen Wahrheit ist ein dem Menschen angewachsener neuer Sinn, der ihn jetzt befähigt, eine Menge von Erscheinungen wahrzunehmen und zu erkennen, die einem anderen unsichtbar und verborgen bleiben, wie sie es früher ihm selbst waren". (Justus von Liebig, „Chemische Briefe".)

„Auch als formales Bildungsmittel läßt sich die Chemie in eigenartiger und kaum durch eine andere Wissenschaft ersetzbaren Weise verwerten. Der Unterricht in der Chemie soll den Lernenden mit den Methoden, Regeln und Hilfsmitteln der Induktion bekannt machen. Er soll ihm eine praktische Schule der induktiven Logik sein". (Dr. Wilbrand, Ziel und Methode des chemischen Unterrichts.)

2) „Je tiefer wir in das harmonische, durch ewige unabänderliche Gesetze geregelte und unserem vollen Verständnisse dennoch so tief verschleierte Walten der Naturkräfte eindringen, destomehr fühlen wir uns umgekehrt zu demütiger Bescheidenheit angeregt, desto kleiner erscheint uns der Umfang unserer Kenntnisse, desto lebhafter wird unser Streben, mehr aus diesem unerschöpflichen Born des Wissens und Könnens zu

Die Chemie hat auch eine eminente Bedeutung für das Verständnis anderer Unterrichtsdisciplinen. Ohne Rücksichtnahme auf Chemie ist ein anregender Unterricht in der Mineralogie unmöglich[1]), und der Inhalt der meisten Lehrbücher der Mineralogie (z. B. der Mineralogie von Hofmann, welche in den bayerischen Präparandenschulen eingeführt ist), bleibt zum großen Teil für die Schüler unverständlich, wenn nicht gleichzeitig mit diesem Unterrichte eine elementare Unterweisung der Schüler in den Grundlehren der Chemie verbunden wird. Nur dadurch, daß in diesem fortwährend auf chemische Beziehungen Bedacht genommen wird, gestaltet er sich zu einem interessanten und fruchtbringenden. Jeder Schüler sollte daher neben seinem Lehrbuche der Mineralogie ein solches für Chemie in den Händen haben, in dem er sich über die wichtigsten chemischen Vorbegriffe, die an den Mineralien anzustellenden einfachen Versuche, die Erkennung und Unterscheidung wichtiger Stoffe vermittels einfacher Reaktionen, den Verlauf chemisch-technischer Prozesse orientieren könnte. Nur durch eine solche innige Verbindung von Mineralogie, Chemie und Technologie läßt sich ein ersprießlicher Unterrichtserfolg erzielen[2]). Chemische Kenntnisse erweisen sich aber nicht bloß für den mineralogischen Unterricht als notwendig; sie sind ebenso unentbehrlich für das Verständnis gewisser Gebiete der Geologie, Zoologie, Botanik, Physiologie, Hygiene und Landwirtschaft. Ohne Chemie läßt sich ein fruchtbringender Unterricht in den meisten dieser Fächer nicht erteilen. Sie ist es, welche das einigende Band zwischen den verschiedenen naturkundlichen Zweigen knüpft; wer sie außer Acht läßt, der zerstört die Einheit, die Konzentration im naturkundlichen Unterrichte, die allein den wahren Erfolg verbürgt.

Endlich ist die Chemie auch von der größten Bedeutung für das praktische Leben. Sie lehrt uns den Gebrauch vieler nützlicher Stoffe, die rationelle Zubereitung unserer Speisen, zeigt uns, wie wir unsere Gesundheit kräftigen und vor schädlichen Einflüssen bewahren können (man vergleiche beispielsweise: S. 41, 47, 48, 62,

---

schöpfen, und desto höher steigt unsere Bewunderung der unendlich ordnenden Weisheit, welche die ganze Schöpfung durchdringt!" (Dr. Siemens, „das naturwissenschaftliche Zeitalter".)

1) „Mineralogischer Unterricht ist undenkbar, wenn er nicht von vorneherein imstande ist, auf chemische Beziehungen einzugehen." (Freyhold.) — „Man kann keinen mineralogischen Unterricht treiben ohne chemische Grundbegriffe." (Hofäus.)

2) Die vorliegenden „Grundzüge der Chemie" dürften nach dieser Hinsicht vielen Anforderungen genügen; man vergleiche nur beispielsweise: die elementare Ableitung der theoretischen Vorbegriffe (§§ 1—8); die Angabe und Beschreibung ganz einfacher Versuche (ein Beitrag zu einer „Chemia pauperum" im Sinne des Herrn Professors Dr. Schäffer in Jena!), die dazu bestimmt sind, daß sie von den Schülern, nachdem ihnen die gewöhnlichen Laboratoriumsversuche vorgeführt wurden, zur Übung angestellt werden (S. 25, 34, 55, 70, 91, 94 2c.); die Anleitung zur leichten und sicheren Erkennung der wichtigsten chemischen bez. mineralogischen Körper (S. 38, 45, 58 2c.); die Behandlung verschiedener chemisch-technischer Prozesse (S. 50—55, 98, 104, 114, 120 2c.).

185, 255 2c.), schützt uns vor Verlusten an unserem Gute (S. 258) und gibt uns die Mittel an die Hand, Verfälschungen unserer Nahrungsmittel und Gebrauchsgegenstände nachzuweisen (S. 62, 71, 168, 184 2c.).

Aus dem Gesagten dürfte zur Genüge zu ersehen sein, welch hohe Bedeutung das Studium der Chemie hat. Es ist daher unbegreiflich, daß man diesem Unterrichtsgegenstande in unseren Schulen und insbesondere auch in unseren Lehrerbildungsanstalten meistens so wenig Beachtung schenkt[1]).

---

1) „Ein gewisses Maß chemischer Kenntnisse gehört heutzutage notwendig zur allgemeinen Bildung; ohne sie muß ein nicht unwesentlicher Teil der modernen Kulturbestrebungen unverständlich bleiben, man kann ihnen nicht mit jenem auch nur contemplativen Interesse folgen, welches der Gebildete wenigstens für die wichtigsten Erscheinungen der Gegenwart besitzen soll. Außerdem enthält die Chemie Bildungselemente, welche auf gleiche Weise und im gleichen Maße kein anderer Unterrichtsgegenstand darzubieten vermag". (Ballauf).

Inhaltsverzeichnis.

Seite

Zweiter Teil.
Organische Chemie.
Erster Abschnitt.
Die organischen Verbindungen oder Carbonide.

Zweiter Abschnitt.
Die chemischen Vorgänge in den organischen Wesen (physiologische Chemie).

I. Die chemischen Vorgänge im Pflanzenkörper.

Seite

Rückblicke.

Rückblick.

I. Die chemischen Vorgänge im Körper der Menschen und Tiere.

Urteile der Presse über die 1. und 2. Auflage des vorliegenden Buches.

Pädagogischer Jahresbericht von Dr. Dittes ...... Der Gang des Werkes ist im allgemeinen ein systematischer, trägt jedoch in eigentümlicher und recht zweckmäßiger Weise den methodischen Anschauungen Rechnung, welche vorzugsweise durch Arendt Eingang gefunden haben .....

Chronik der Volksschulen ...... Die Behandlung ist mustergiltig, sie hat unseren Beifall. Wir wünschen der hübschen Arbeit weiteste Verbreitung .....

Pädagogische Blätter ...... Ein gutes Buch, dem man es ansieht, daß es in den wesentlichsten Partien aus der Praxis hervorgegangen ist.... Es sei empfehlend auf dasselbe aufmerksam gemacht.

Praktischer Schulmann ..... Der Inhalt dieses Buches charakterisiert sich bei näherer Kenntnisnahme durchgehends als sorgsame, geschickte und sachkundige Arbeit. Ein reiches Material, das ebensowohl der reinen Chemie, wie der Technologie und physiologischen Chemie entnommen wurde, ist unter steter Anknüpfung an Versuche schlicht und klar, aber doch fesselnd und anregend dargestellt ...... Wir zählen das Buch zu den wenigen, welche zum Selbstunterricht dienen können, und wünschen ihm eine recht weite Verbreitung.

Chemikerzeitung (Dr. Krause, Cöthen). Die in verhältnismäßig kurzer Zeit nötig gewordene II. Auflage beweist, daß des Verfassers Methode, beim Unterricht der Chemie von Experimenten auszugehen, bereits zahlreiche Freunde erworben hat. Sie ist ja auch für die jüngere Welt jedenfalls die anregendste Einführung in das Gebiet dieser Wissenschaft ..... Die Experimente sind recht passend gewählt ..... Bei der klaren und verständlichen Schreibweise des Verfassers werden Anfänger das Buch mit Nutzen zum Leitfaden ihrer Studien wählen, wobei ihnen die beigegebenen Zeichnungen sehr zu statten kommen werden.

Bayrische Lehrerzeitung ..... Ein sehr geeignetes Lehrbuch für Seminaristen liegt uns in diesem Buche vor ..... die Arendtschen Prinzipien sind berücksichtigt, das induktive Lehrverfahren ist strenge eingehalten..... Besondere Rücksicht nimmt der Verfasser mit Recht auf die technische Chemie, soweit sie jedem Gebildeten entgegentritt ..... Das Buch gibt auch praktische Winke, Anleitung zu Versuchen..... Es ist eine solide Arbeit, die auch jungen Lehrern zur Vorbereitung auf die Staatsprüfung besonders empfohlen werden kannn.

Centralorgan für die Interessen des Realschulwesens ...... Der Verfasser hat offenbar die Überzeugung, daß die Chemie, richtig gelehrt, vor allem das induktive Denken fördert und eine treffliche Grundlage für die allgemeine Bildung sein kann ..... Was den Stoff betrifft, so zeigt die Anordnung, daß sich der Verfasser mit methodischer Verarbeitung desselben beschäftigt hat. Die Zusammenfassung ähnlicher Verhältnisse und die Vergleichung analoger Erscheinungen zeigen, wie die einzelnen Thatsachen unterrichtlich vorzüglich verwertet werden können .....

(Dr. Schwalbe).

Repertorium der Pädagogik ...... Ein Kurs in der Chemie, nach diesem Werke in Seminarien und anderen Anstalten durchgeführt, wird dankbare Schüler finden .....

Schulanzeiger von Oberfranken. Entgegen der in vielen Lehrbüchern der Chemie noch festgehaltenen Praxis, das Gesetz oder den Lehrsatz an die Spitze zu stellen, und erst dann die bestätigenden Versuche und Experimente zu bringen, schlägt der Verfasser der obigen Schrift durchweg das genetische oder induktive Verfahren ein. Damit stellt er sich auf den Standpunkt der neueren Pädagogik, die den deduktiven, dogmatischen Weg als mit der Entwicklung des geistigen Lebens in Widerspruch stehend, verwirft und darauf dringt, daß der Schüler vor Allem genau beobachten und die verwandten Erscheinungen vergleichen lerne und dann veranlaßt werde, das Gemeinsame derselben in ein Urteil, d. i. ein Naturgesetz abstrahierend zusammenzufassen. Dadurch wird der Schüler zur Selbstthätigkeit gezwungen, ohne die er nie zur geistigen Selbständigkeit gelangen kann. Hierin ruht ein wesentlicher Vorzug des Buches. Auch die Auswahl, Darstellung und Anordnung des Stoffes verdienen Anerkennung.....

Die Natur ..... Das Buch sieht es darauf ab, „die wichtigsten chemischen Körper und Erscheinungen in einer das induktive Denken weckenden und fördernden Weise zu behandeln, dieselben zu einem logisch und harmonisch zusammenhängenden Ganzen anzuordnen". Das ist uns die Hauptsache und darum finden wir das Buch vortrefflich ..... Der Verfasser hat ein überaus lebensvolles Lehrgebäude aufgeführt ... hat nicht nur die Praxis des Lebens, sondern auch die Praxis der chemischen Arbeiten berücksichtigt ..... Ebenso vortrefflich finden wir, daß er gewisse abgehandelte Gruppen am Schlusse zusammenfaßt und in Rückblicken, nach dem Vorausgange der Experimente, sozusagen das philosophische Facit zieht .....

Dr. K. Müller.

Einleitung.

§. 1. Begriff der Chemie.

Beobachtungen. Wenn wir die Dinge oder Körper um uns herum aufmerksam beobachten, so nehmen wir wahr, daß sie sich auf die mannigfaltigste Weise verändern. Führen wir Beispiele an! 1) Im Winter verwandelt sich das Wasser in Eis; im Frühling geht das Eis wieder in Wasser über; im Sommer verdampft es. Diese Veränderungen des Wassers bestehen darin, daß es aus dem flüssigen in den festen Aggregatzustand, aus dem festen in den flüssigen und aus diesem in den luftförmigen übergeht. Der Stoff, aus dem das Wasser besteht, ändert sich dabei nicht. Veränderungen dieser Art nennt man Zustandsänderungen. Solche sind noch: das Erstarren geschmolzenen Bleies, die Ausdehnung der Körper durch Wärme ꝛc.

2) Läßt man blankes Eisen einige Zeit an der Luft liegen, so läuft es an, überzieht sich mit einer braunroten Kruste, es rostet. Diese Veränderung besteht darin, daß sich Sauerstoff und Wasser der Luft mit dem Eisen verbinden. Beim Rosten des Eisens ändert sich also der Stoff des Körpers, an dem diese Veränderung vor sich geht. Änderungen dieser Art werden Stoffänderungen genannt. Solche sind noch: das Verbrennen des Schwefels und Phosphors, die Gärung, das „Gehen" des Teiges ꝛc.

Die an den Naturkörpern vor sich gehenden Veränderungen nennt man Naturerscheinungen oder Phänomēne[1]), Vorgänge oder Prozesse[2]). Dieselben sind zweierlei Art, Zustandsänderungen und Stoffänderungen; jene heißen auch physikalische Erscheinungen (Phänomene) oder Vorgänge (Prozesse), diese chemische. Durch die ersteren erleiden die Körper nur in Bezug auf die eine oder andere ihrer Eigenschaften (Farbe, Lage, Größe, Gestalt, Zusammenhang der Teile, Temperatur ꝛc.) eine Änderung, die Bestandteile bleiben aber die nämlichen; durch die letzteren aber erfahren die Körper eine Veränderung ihrer Bestandteile. Die Wissenschaft von den Stoffänderungen der Körper

---

1) Vom gr. phainōmena, Erscheinungen, von phainesthai, sichtbar werden, erscheinen. 2) Vom lat. processus, Hergang, Vorgang.

heißt Chemie,[1]) die Wissenschaft von den Zustandsänderungen dagegen Physik.

§. 2. Zusammengesetzte Körper und Elemente.

Wir wollen sehen, wie verschieden die Körper um uns herum in Bezug auf ihre Bestandteile sind.

α) Beobachtungen. 1) Beim Verbrennen des Holzes entweichen zwei luftförmige Körper, nämlich Wasserdampf und Kohlensäure, und ein fester, die Asche, bleibt zurück. Das Holz zersetzt sich also beim Verbrennen in die genannten Körper.

2) Werden Kalksteine gebrannt, so werden sie leichter, da Kohlensäure aus ihnen entweicht, und ein pulveriger Körper, gebrannter Kalk oder Ätzkalk, bleibt zurück. Die Kalksteine sind also zusammengesetzte Körper und bestehen aus Kohlensäure und Ätzkalk.

β) Versuche. 1) Taucht man einen blanken, eisernen Gegenstand (Schlüssel, Messerklinge) in eine Kupfervitriollösung, so überzieht sich derselbe mit Kupfer; mithin läßt sich aus dem blauen Vitriol Kupfer ausscheiden.

2) Zersetzung des Wassers durch den galvanischen Strom oder durch Natrium oder Kalium.

Die meisten Körper lassen sich durch geeignete Mittel in Bestandteile zerlegen, welche ganz andere Eigenschaften haben als die Körper selbst. Es gibt aber auch Körper, bei denen dies nicht der Fall ist. Körper, welche man in zwei oder mehrere unter sich und von dem ursprünglichen Körper verschiedene Bestandteile zerlegen kann, heißen zusammengesetzte (chemische Verbindungen), Körper dagegen, die sich bis jetzt durch kein Mittel in ungleichartige Bestandteile zerlegen lassen, werden einfache Stoffe, Grundstoffe oder Elemente genannt. Man kennt bis jetzt etwa 74 Elemente (vergleiche die Tabelle der Elemente!).

---

1) Über die Ableitung des Wortes Chemie sind die Ansichten geteilt. „Am wahrscheinlichsten ist die Ansicht von Alexander von Humboldt, daß das Wort Chemie von dem Namen komme, den die Ägypter ihrem Lande gaben. Nach Plutarch nannten sie es chemia, und zwar wegen seines schwarzen Erdreichs. Die geheimnisvolle Wissenschaft, welche von der Zersetzung und Verwandlung der Körper (namentlich von der Kunst, Metalle zu veredeln und Gold zu machen) handelte, erhielt also den Namen des Landes, in welchem sie zuerst mit besonderem Eifer betrieben wurde. Es war die Wissenschaft von dem schwarzen Lande, die Wissenschaft Ägyptens. Aus dieser Deduktion erklären sich auch ungezwungen die lange im Deutschen üblichen Benennungen: Schwarzkunst, Schwarzkünstler." (Poggendorf, Geschichte der Physik.) Vom 17. Jahrhundert an belegte man die Bestrebungen, die Metalle zu veredeln und Gold zu machen, und zwar mit Hilfe des sog. „Steines der Weisen", mit dem arabischen Ausdrucke: Alchemie.

§. 3. Chemische Verbindung und mechanisches Gemenge.

Ob zusammengesetzte Körper wohl auch aus den Bestandteilen hergestellt werden können und wie verschieden die entstehenden Körper sind?

Versuche. 1) Man erhitze in einem Probierröhrchen ein Gemenge von Schwefelblumen und Eisenfeile über einer Spiritusflamme: unter lebhaftem Erglühen verbinden sich beide Körper mit einander zu einem neuen Körper, einer chemischen Verbindung, zu Schwefeleisen. Man suche die Unterschiede zwischen dieser Verbindung und ihren Bestandteilen auf!

2) Man reibe Schwefelblumen und Eisenfeile trocken in einem Mörser zusammen und weise nach, daß in dem entstehenden Gemenge die Eigenschaften der Bestandteile noch zu erkennen sind.

a) Ein aus zwei oder mehreren Elementen bestehender Körper, der ganz andere Eigenschaften besitzt, als die Bestandteile, wird eine chemische Verbindung genannt. Ein mechanisches Gemenge dagegen ist ein aus zwei oder mehreren Bestandteilen bestehender Körper, der dieselben Eigenschaften hat, wie die Bestandteile.

Zwischen einer chemischen Verbindung und einem mechanischen Gemenge finden folgende wesentliche Unterschiede statt: 1) die erstere kommt nur durch die Vereinigung ganz bestimmter Mengen der Bestandteile zu stande, die letztere durch ganz beliebige Mengen; 2) die Bestandteile einer chemischen Verbindung lassen sich nicht mit den Sinnen erkennen, wohl aber die eines Gemenges; 3) die Bestandteile einer chemischen Verbindung lassen sich nicht auf mechanischem Wege voneinander trennen, wohl aber in der Regel die eines Gemenges oder eines Gemisches (z. B. in obigem Beispiel durch einen Magnet; durch Schwefelkohlenstoff, welcher den Schwefel auflöst; durch Wasser, in dem sich das schwere Eisen rascher zu Boden setzt als der Schwefel; durch Salzsäure, in der sich das Eisen auflöst); 4) die Entstehung einer chemischen Verbindung ist immer von Wärmeentwicklung begleitet, die des Gemenges nicht.

b) Eine chemische Verbindung kommt dadurch zu stande, daß sich jeder Bestandteil in seine kleinsten Teilchen auflöst und daß ein oder mehrere Teilchen des einen Stoffes überall möglichst nahe an ein oder mehrere Teile des anderen Stoffes sich lagern. Die Kraft, welche verschiedenartige Körper zu chemischen Verbindungen vereinigt und die Bestandteile solcher Verbindungen zusammenhält, nennt man chemische Verwandtschaft oder Affinität. [1])

Übungsstoff. 1) Man weise nach, daß der aus Quecksilber und

1) Lat. affinitas, Verwandtschaft; von affinis, angrenzend (finis, Grenze).

Schwefel bestehende Zinnober andere Eigenschaften besitzt, als seine Bestandteile!

2) Man vergleiche nach ihren Eigenschaften die Luft, die ein mechanisches Gemenge, und die Salpetersäure, die eine chemische Verbindung der Elemente Sauerstoff und Stickstoff ist, miteinander und mit ihren Bestandteilen! Ebenso Knallgas und Wasser (s. Wasserstoff!), ein Gemenge von Kohle und Schwefel und Schwefelkohlenstoff (s. diesen)!

3) Läßt sich wohl die Thatsache, daß in einer chemischen Verbindung die Eigenschaften der Bestandteile teilweise verschwunden sind, durch die Annahme einer Verwandlung eines Stoffes in einen anderen, oder einer gegenseitigen Durchdringung der Bestandteile erklären? (Wiedergewinnung der Bestandteile aus der Verbindung; Undurchdringlichkeit.)

4) Wodurch unterscheiden sich die Ausdrücke chemische Vereinigung und chemische Verbindung? (Prozeß des Zusammentretens verschiedener Körper; Produkt des Zusammentretens.)

5) Affinität, Kohäsion, Adhäsion, Schwere und Gravitation? (S. Physik!)

6) Die Affinität und der physiologische Begriff Hunger!

§. 4. Die Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Vorgängen.

Wie wir in der Physik erkannt haben, gehen die Zustandsänderungen der Körper nur nach ganz bestimmten Gesetzen vor sich. Ob wohl auch die Stoffänderungen bestimmten Gesetzen folgen?

a) Gesetz der Erhaltung der Materie.

Thatsachen. Verfolgt man die chemischen Prozesse mit der Wage[1]), so findet man z. B., daß 32 Gewichtsteile Schwefel und 200 Gewichtsteile Quecksilber 232 Gewichtsteile Zinnober geben, oder 1 g Sauerstoff und $12\frac{1}{2}$ g Quecksilber $13\frac{1}{2}$ g Quecksilberoxyd.

Durch die chemischen Vorgänge wird an Stoff (Materie oder Substanz) weder gewonnen, noch verloren. Das Gewicht einer Verbindung ist stets gleich der Summe der Gewichte ihrer Bestandteile. Folglich bleibt die Menge der Materie im Weltall stets dieselbe. Diese Thatsache nennt man das Gesetz der Erhaltung der Materie. (Man vergleiche

---

1) Das wichtigste Hilfsmittel für chemische Untersuchungen ist die Wage. Es ist merkwürdig, daß man früher bei chemischen Fragen einer Haupteigenschaft der Materie, der Schwere, keine Rechnung trug. Diesem Umstand ist es denn auch hauptsächlich zuzuschreiben, daß man die einfachsten chemischen Vorgänge falsch deutete. Erst mit der Einführung der Wage in das Studium der Chemie vollzog sich allmählich eine Umgestaltung aller bis dahin herrschenden unrichtigen Vorstellungen. Seitdem hat man die chemischen Prozesse mit der Wage verfolgt, und man ist hiedurch zu Gesetzen von der größten Wichtigkeit gelangt, zu Gesetzen, welche das Fundament der gesamten Chemie bilden.

damit das Grundgesetz der Physik, das Prinzip von der Erhaltung der Energie oder Kraft: *die Energie des Weltalls ist konstant.*)

b) *Gesetz der bestimmten Proportionen.*

Thatsachen. 1) Zerlegt man Wasser in seine beiden Bestandteile Sauerstoff und Wasserstoff (Methode der Analyse), so findet man stets, daß enthalten sind:

in 100	Gewichtsteilen	88,89 Tl.	Sauerstoff u.	11,11 Tl.	Wasserstoff,
„ 50	„	44,45 „	„	5,55 „	„
„ 10	„	8,89 „	„	1,11 „	„
„ 9	„	8 „	„	1 „	„

Es verhält sich also das Gewicht des Sauerstoffes zu dem des Wasserstoffes im Wasser wie 8 : 1. — Will man umgekehrt Wasser aus Sauerstoff und Wasserstoff darstellen, so muß man diese Elemente in dem Gewichtsverhältnis 8 : 1 zusammenbringen (Methode der Synthese). 2) In 232 Gewichtsteilen Zinnober sind 32 Gewichtsteile Schwefel und 200 Gewichtsteile Quecksilber enthalten.

Die chemische Analyse und Synthese haben ergeben, daß alle chemischen Verbindungen nach bestimmten Gewichtsverhältnissen zusammengesetzt sind (bezw. entstehen). Daher das Grundgesetz aller chemischen Erscheinungen:

Die Elemente verbinden sich stets nach ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen miteinander.

Dieses Gesetz wird das *Gesetz der bestimmten Proportionen* genannt. Die Lehre von den Mengeverhältnissen der chemischen Prozesse heißt *Stöchiometrie* [1]), Rechnungen darüber nennt man *stöchiometrische.*

Erklärung. Die Erklärung der vorstehend angeführten merkwürdigen Thatsachen gibt die sog. *atomistische Hypothese* [2]). Nach ihr bestehen die Elemente aus sehr kleinen, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, die man *Atome* [3]) nennt. Die Atome eines und desselben Elementes sind alle gleich schwer; die Atome verschiedener Elemente sind meist verschieden schwer. Ein einzelnes Atom kann infolge der ihm innewohnenden Affinität für sich nicht bestehen; es zieht zum mindesten ein zweites Atom an und hält es fest; es können aber auch 3 oder mehrere Atome zusammentreten. Solche Gruppen von Atomen nennt man *Moleküle* [4]). Bilden die beiden Elemente A und B eine Verbindung, so kann dies so geschehen, daß ein Atom von A mit 1, 2, 3

1) Vom gr. stoicheīon, Grundstoff und metrein, messen, also so viel als Grundstoff-Meßkunst. 2) Eingehender ist diese behandelt in der Physik von Fuß und Hensold, §. 16. 3) Gr. atŏmos, on, unteilbar, vom vern. a und temnein, schneiden, tomē, Schnitt. 4) Lat. molecula, kleine Masse, Verkleinerung von moles, Masse.

oder mehr Atomen von B, oder 2 Atome von A mit 1, 2, 3 u. s. w. Atomen von B u. s. w. sich vereinigen. Da nun die einzelnen Atome nur mit dem ihnen eigenen Gewichte Verbindungen eingehen, so liegt hierin der Grund der bestimmten Gewichtsverhältnisse.

Bei der Untersuchung der relativen Gewichte der Atome hat sich heraus gestellt, daß das Wasserstoffatom das leichteste von allen ist; daher hat man sein Gewicht als Einheit angenommen und ermittelt, wie viel mal so schwer das Atom eines jeden Elementes als ein Atom Wasserstoff ist. Diese Zahlen heißen Atomgewichte. Die Atomgewichte sind Zahlen, welche angeben, 1) wieviel mal so schwer das Atom irgend eines Elementes als ein Atom Wasserstoff ist; 2) in welchen Gewichtsverhältnissen die Elemente sich untereinander vereinigen. Die Summe der Atomgewichte der Bestandteile eines Moleküls heißt Molekulargewicht.

c) Das Gesetz der multiplen Proportionen.

Dasselbe ist eine Erweiterung des Gesetzes unter b und findet seine Erklärung ohne weiteres in dem unter b) Gesagten. Vereinigt lassen sich beide also aussprechen: die Elemente vereinigen sich chemisch miteinander nach den Verhältnissen ihrer Atomgewichte oder einfacher Multiplen derselben.

d) Das Volumgesetz.

Thatsachen. Bei der chemischen Vereinigung gasförmiger Körper oder bei der Zersetzung chemischer Verbindungen in gasförmige Bestandteile durch den elektrischen Strom zeigen die Rauminhalte oder Volumina der sich vereinigenden, bezw. der aus der Zersetzung hervorgehenden Körper noch eine ganz besondere einfache Regelmäßigkeit. Es bilden nämlich:

1 Vol. Wasserstoff	+	1 Vol. Chlor	=	2 Vol.	Chlorwasserstoff,
2 „ „	+	1 „ Sauerstoff	=	2 „	Wasser,
3 „ „	+	1 „ Stickstoff	=	2 „	Ammoniak.

Gasförmige Körper verbinden sich in unveränderlichen und einfachen Raumverhältnissen; ist die entstehende Verbindung wieder gasförmig, so ist ihr Volumen entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandteile, oder es findet eine Verdichtung auf zwei Raumteile statt.

Erklärung. Die Gasarten sind durch folgende 2 Gesetzmäßigkeiten ausgezeichnet: äußerer Druck, Spannung und Dichte eines Gases sind bei derselben Temperatur einander direkt und dem Volumen umgekehrt proportional (das Boyle-Mariottesche Gesetz) und: die Luftarten dehnen sich bei Temperaturerhöhung gleichmäßig, für jeden Grad um gleichviel, nämlich um $\frac{1}{273} = 0{,}003665$ aus (Gay-Lussacsches Gesetz). Beide Gesetze zeigen, daß sich die Luftarten gleichen Kräften, dem Druck und der Wärme, gegenüber gleichmäßig verhalten,

daß gleiche Kräfte bei ihnen gleiche Wirkungeu hervorbringen. Dies ist nur möglich, wenn alle Luftarten den gleichen inneren Bau, die gleiche Konstitution haben. Bei ihnen muß also das Ausdehnungsbestreben gleich sein, sonst würde der Druck die verschiedenen Luftarten verschieden stark zusammendrücken; auch müssen die Zwischenräume der Moleküle oder ihre mittlere Entfernung voneinander gleich sein, sonst würden ebenfalls Dichte und Spannung der Luftarten bei Druck oder Erwärmung verschiedene Änderung erfahren. Auf Grund solcher aus beiden Gesetzen abgeleiteten Folgerungen stellte Avogadro das nach ihm benannte Gesetz auf: unter gleicher Druck- und Temperaturbedingung ist in gleichen Räumen luftförmiger Körper eine gleiche Anzahl Moleküle vorhanden.

Demnach enthält 1 Liter Chlorgas ebensoviel Chlormoleküle, als 1 Liter Wasserstoffgas Wasserstoffmoleküle in sich faßt. Vereinigen sich nun die beiden Gase zu Chlorwasserstoff, so spalten sich die Moleküle und in dem Liter Chlor tritt in jedes Chlormolekül an die Stelle eines Chloratoms ein Wasserstoffatom; in dem Liter Wasserstoff dagegen tritt in jedes Wasserstoffmolekül an die Stelle eines Wasserstoffatoms ein Chloratom. Es entstehen demnach ebenso viele Chlorwasserstoffmoleküle, als Chlormoleküle und Wasserstoffmoleküle vorhanden waren, also 2 Liter Chlorwasserstoff. Bei der Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser verbindet sich mit jedem Wasserstoffmolekül ein Sauerstoffatom. Werden nun 2 Liter Wasserstoff und 1 Liter Sauerstoff zusammengebracht, von denen, nach obigem Gesetz, das letztere ebensoviel Sauerstoffatome, als die beiden ersten Wasserstoffmoleküle enthalten, so kann jedes Wasserstoffmolekül ein Sauerstoffatom aufnehmen und sich dadurch zu einem Wassermolekül umbilden. Es entstehen mithin ebensoviel Wassermoleküle, als Wasserstoffmoleküle vorhanden waren, also 2 Liter Wasserdampf.

Übungsstoff. 1) Welche Methoden stehen der Chemie zur Verfügung, um die Zusammensetzung einer chemischen Verbindung zu ermitteln, und wodurch unterscheiden sie sich voneinander?

2) Folgerung aus dem Gesetze von Avogadro? (Die Gewichte der Atome müssen sich wie die spez. Gewichte der einfachen Gase verhalten; Wasserstoff = 1 2c.)

3) Was heißt es: das Atomgewicht des Sauerstoffes ist 16, des Schwefels 32, des Chlors 35,5, des Stickstoffes 14 2c.?

4) Ist nicht die Thatsache, daß die Körper beim Verbrennen scheinbar verschwinden, ein Widerspruch mit dem Gesetz von der Erhaltung der Materie? Auf welche Weise läßt sich der Widerspruch heben?

§. 5. Die chemische Schrift.

a) Chemische Zeichen oder Symbole. Jedes Element wird mit dem Anfangsbuchstaben seines fremdsprachlichen Namens bezeichnet, dem häufig zur Vermeidung von Verwechslungen noch ein zweiter Buchstabe angefügt wird. Diese Buchstaben heißen die Zeichen oder Symbole der Elemente. Sie sind Atomsymbole, d. h. Ausdrücke für je ein Atom eines Elementes, und haben

hiernach eine dreifache Bedeutung: 1) sie geben den Namen des Elementes an, 2) sie bezeichnen ein Atom desselben und 3) sie repräsentieren sein Atomgewicht; zur Bezeichnung einer Anzahl von Atomen schreibt man die betreffende Ziffer rechts unten an das Zeichen.

Beispiele. Hiernach bedeutet O = 1 Atom = 1 Atomgewicht = 16 Gewichtsteile Sauerstoff (Oxygenium); N_4 = 4 Atome = 4 Atomgewichte = 4 · 14 Gewichtsteile Stickstoff (Nitrogenium); S_5 = 5 Atome = 5 Atomgewichte = 5 · 32 Gewichtsteile Schwefel (Sulfur) u. s. w. Man vergleiche die Tabelle der Elemente!

b) Chemische Formeln. Eine chemische Formel ist die abgekürzte Bezeichnung des Moleküls einer chemischen Verbindung durch die Symbole ihrer Bestandteile. Zur Bezeichnung mehrerer Moleküle schreibt man die betreffende Zahl links vor das Molekül; schließt man eine Atomgruppe in eine Klammer ein, so kann die zugehörige Zahl links oder rechts stehen. Die Formeln heißen empirische Formeln, wenn sie nur angeben, was die Erfahrung oder Empirie über die Art oder Qualität und über die Menge oder Quantität der Atome gefunden hat, wenn sie also nur das Ergebnis der quantitativen und qualitativen Analyse ausdrücken. Formeln dagegen, welche außer der Art und Zahl der Atome zugleich die Gruppierung derselben im Molekül angeben sollen, werden rationelle oder theoretische Formeln genannt.

Beispiele. α) Die chemische Formel für Wasser ist H_2O; dieselbe bedeutet: 1) Wasser besteht aus Wasserstoff und Sauerstoff; 2) ein Molekül Wasser enthält 2 Atome Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff; 3) das Molekulargewicht des Wassers ist 2 · 1 + 1 · 16 = 2 + 16 = 18; 4) 18 Gewichtsteile Wasser enthalten 2 Gewichtsteile Wasserstoff und 16 Gewichtsteile Sauerstoff.

β) $4H_2SO_4$ = 4 Moleküle = 4 · 2 Gewichtsteile Wasserstoff + 4 · 32 Gewichtsteile Schwefel + 4 · 16 · 4 Gewichtsteile Sauerstoff = 4 · (2 + 32 + 64) = 4 · 98 Gewichtsteile Schwefelsäure.

γ) $(H_4N)_2CO_3$ = 1 Molekül kohlensaures Ammonium.

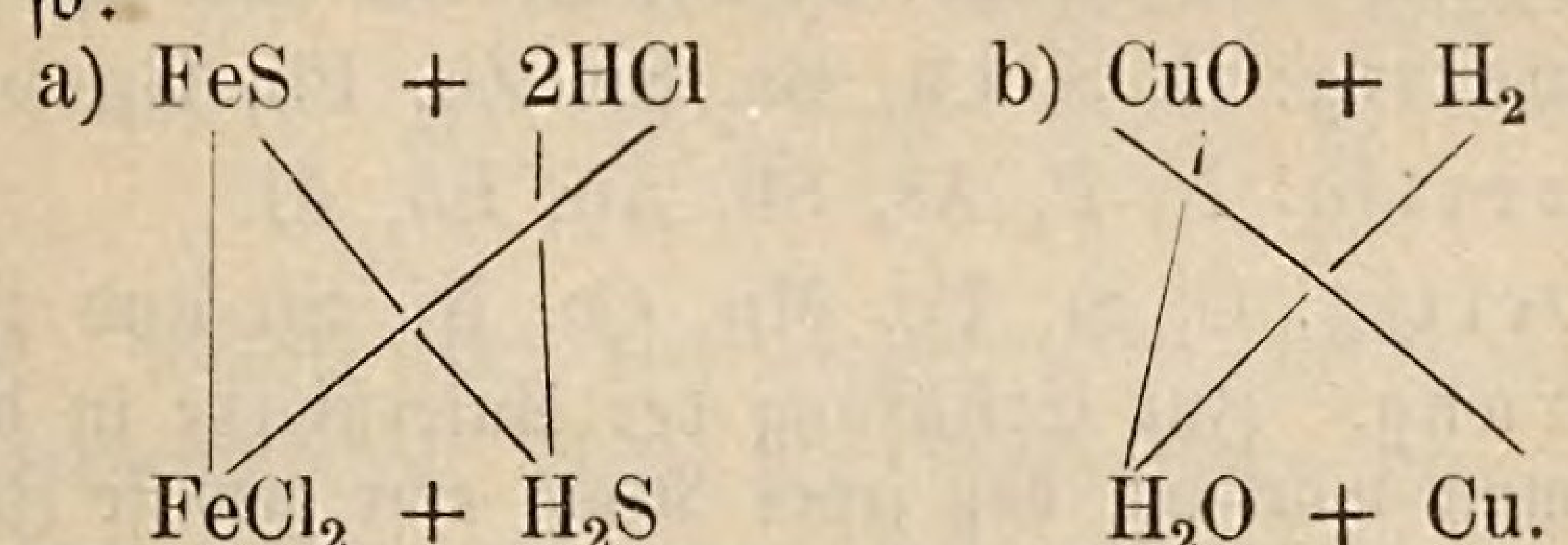
c) Chemische Gleichungen. Eine chemische Gleichung ist die Bezeichnung eines chemischen Vorganges durch die Symbole und Formeln der aufeinander einwirkenden Elemente und Verbindungen. Dabei schreibt man gewöhnlich auf die linke Seite des Gleichheitszeichens, durch + verbunden, die Zeichen und Formeln der aufeinander wirkenden Stoffe und auf die rechte Seite die Zeichen und Formeln der durch den Prozeß erhaltenen Stoffe. Nach dem Gesetz der Erhaltung der Materie muß die Summe der Atome und

Atomgewichte auf beiden Seiten gleich bleiben. Da im freien Zustande nur Moleküle und nicht Atome auftreten, so sollte man sich nur Molekulargleichungen bedienen, welche nur Moleküle frei werden lassen; der Einfachheit halber aber schreibt man in der Praxis meist Atomgleichungen.

Beispiele. α) Will man kurz andeuten, daß Quecksilberoxyd beim Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff zerfällt, so genügt die Atomgleichung: $HgO = Hg + O$; die Molekulargleichung würde heißen: $2HgO = Hg_2 + O_2$.

β) Die Vereinigung von Chlor und Wasserstoff durch das Licht wird gewöhnlich ausgedrückt durch: $Cl + H = HCl$ und nicht durch: $Cl_2 + H_2 = 2\ HCl$.

γ) Die chemischen Prozesse werden nicht selten anders veranschaulicht, nämlich so:



Die Striche sollen die Bewegung der Elemente während des chemischen Prozesses andeuten. Diese Art der Versinnbildlichung erleichtert die chemische Anschauung wesentlich.

§. 6. Die Valenz der Elemente.

a) Begriff. Die chemischen Formeln folgender Verbindungen:

HCl . . . Chorwasserstoff- oder Salzsäure,
H_2O . . . Wasser,
H_3N . . . Ammoniak,
H_4C . . . Sumpfgas

lehren, daß es Elemente gibt, von denen je ein Atom sich mit ein, zwei, drei und vier Atomen Wasserstoff verbinden kann. Die chemische Kraft des Chloratoms ist nur so groß, daß es ein Atom Wasserstoff festhalten kann, dagegen vermag das Sauerstoffatom zwei Atome Wasserstoff zu binden; seine chemische Anziehungskraft ist mithin zweimal so groß als die des Chloratoms u. s. w. Die Fähigkeit der Elementaratome, eine gewisse Zahl anderer Atome zu binden, festzuhalten und in chemischen Verbindungen zu ersetzen, heißt die Wertigkeit, Atomigkeit oder Valenz der Elemente.

b) Einteilung der Elemente nach ihrer Wertigkeit. Das Maß der Wertigkeit ist der Wasserstoff, dessen atombindende Kraft man = 1 gesetzt und als eine Affinitäts- oder Verwandtschaftseinheit oder Valenz bezeichnet hat. Elemente,

von denen ein Atom ein Atom Wasserstoff bindet oder bei chemischen Zersetzungen ersetzt, heißen *einwertige* oder *univalente*. In gleicher Weise unterscheidet man *zweiwertige* oder *bivalente, drei-, vier-, fünf-* und *sechswertige* Elemente. Da man die atombindende Kraft des Wasserstoffes als eine Verwandtschaftseinheit oder als eine Valenz bezeichnet, so kann man sagen: *ein Sauerstoffatom besitze zwei Verwandtschaftseinheiten oder zwei Valenzen* u. s. w. Die Wertigkeit der Elemente drückt man durch römische Ziffern aus, die man über die Symbole derselben setzt. Die folgende Übersicht enthält einige der wichtigsten Elemente nach ihrer Wertigkeit geordnet:

Einwertig: H, Cl, Br, J, Fl, K, Na und Ag.

Zweiwertig: O, S, Ca, Ba, Sr, Zn, Pb, Hg und Cu.

Dreiwertig: N, P, As, Sb, Au, Bo, Al.

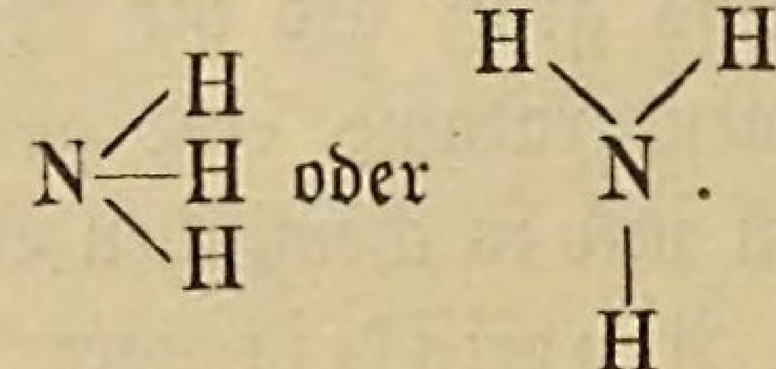
Vierwertig: C, Si, Fe, Mn, Co, Ni, Sn und Pt.

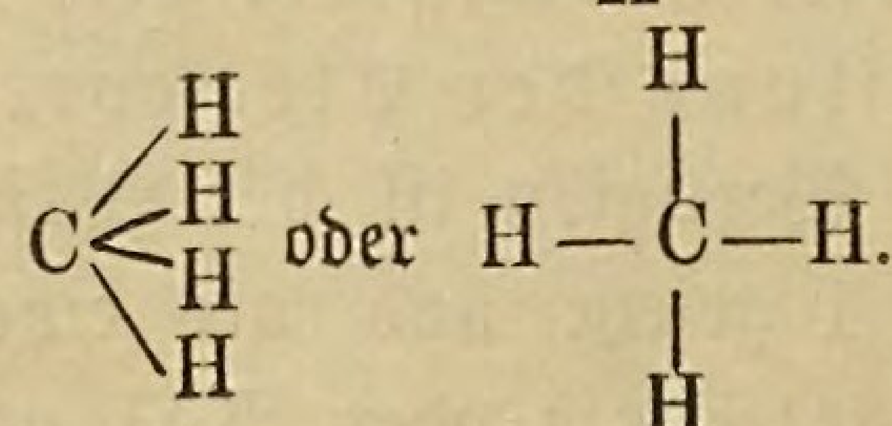
Erklärung. Zur Erklärung der Unterschiede in der Valenz der Elemente nimmt man an, daß jedes Atom eine gewisse Zahl von Punkten besitze, an welchen die Affinität wirksam sei. Hiernach stellt man sich vor, daß bei einwertigen Atomen die Affinität derselben nur an *einer* Stelle des Atoms wirksam sei. Die zwei-, drei- und vierwertigen Atome haben nach dieser Annahme beziehungsweise zwei, drei oder vier dieser Punkte, sogenannte *Affinitätspunkte*. Der Ausdruck Affinitätspunkt ist hiernach mit den oben gebrauchten Ausdrücken Affinitäts- oder Verwandtschaftseinheit, oder Valenz identisch. Auf Grund dieser Annahme kann man sich vorstellen, eine chemische Verbindung komme dadurch zu stande, daß sich die Atome mit ihren Affinitätspunkten einander nähern und vereinigen.

c) *Gesättigte und ungesättigte Verbindungen.* Die Formeln zweielementiger oder binärer Verbindungen lassen sich so schreiben, daß man zugleich die *Wertigkeit der Elemente darin zum Ausdruck bringt*; z. B.

Chlorwasserstoff H—Cl

Wasser . . . $O<^{H}_{H}$ oder H—O—H.

Ammoniak . . 

Sumpfgas . . 

Die Striche in vorstehenden Formeln sollen andeuten, daß die Atome miteinander verbunden sind und zwar entspricht jeder Strich einer Verwandtschaftseinheit. Hat ein Atom sich mit soviel anderen Atomen verbunden, als es Valenzen besitzt, so heißt die dadurch entstehende Verbindung gesättigt. Die vorstehend angeführten 4 Formeln stellen hiernach gesättigte Verbindungen dar. Hat dagegen ein Atom eine geringere Anzahl Atome gebunden, als seiner Wertigkeit entspricht, so daß noch eine gewisse Zahl von Valenzen frei bleibt, so nennt man diese Verbindung eine ungesättigte. Z. B.

$$\text{Kohlenoxyd: } \overset{|}{\underset{|}{C}} = O$$

Ungesättigte Verbindungen haben noch freie Affinitätspunkte und können sich deshalb noch mit anderen Atomen vereinigen; so geht z. B. das Kohlenoxyd durch Verbrennung in Kohlensäure über, nämlich:

$$\overset{|}{\underset{|}{C}} = O + \overset{|}{\underset{|}{O}} = O = C = O.$$

Formeln, welche wie die vorstehenden die Ausgleichung der Verwandtschaftseinheiten oder die Verkettung der Atome eines Moleküls angeben sollen, nennt man Atomverkettungen, Konstitutions- oder Strukturformeln[1]).

§. 7. Die chemischen Arbeiten oder Operationen.

a) Die Lösung oder Auflösung.

Darunter versteht man die Überführung eines starren Körpers in den tropfbar flüssigen Zustand mit Hilfe einer Flüssigkeit, dem Lösungsmittel. Die Lösung ist eine physikalische, wenn an dem sich lösenden Körper keine stoffliche Veränderung vor sich geht, so daß durch Verdampfen des Lösungsmittels der gelöste Stoff in seinen ursprünglichen Eigenschaften wieder gewonnen wird; dagegen eine chemische, wenn Stoffänderungen an dem sich lösenden Körper stattfinden.

α) Gesetzmäßigkeiten. 1) Das Auflösungsmittel ist für verschiedene Stoffe verschieden (Wasser löst viele Salze, Weingeist löst Harze, Säuren, wie Salz-, Schwefel- und Salpetersäure lösen Metalle, Benzin löst Fette und Öle, Äther oder Terpentinöl erweichen Kautschuk, Benzin löst es langsam, Schwefelkohlenstoff besser).

---

1) Die Lehre von der Wertigkeit der Atome ist noch keine abgeschlossene, und die Wertigkeit einzelner Elemente noch keineswegs festgestellt. Manche Elemente erscheinen in verschiedenen Verbindungen verschiedenwertig; so z. B. der Stickstoff bald drei-, bald fünfwertig u. s. w.

2) In der Regel nimmt die Löslichkeit eines Körpers mit der Temperatur des Lösungsmittels zu (warmes Wasser löst mehr Salpeter, Kupfervitriol ꝛc. auf als kaltes, Kochsalz löst sich in heißem und kaltem Wasser nahezu gleich gut auf).

3) Für jeden Temperaturgrad ist die Löslichkeit eines Körpers konstant; demnach kann ein Lösungsmittel bei einer bestimmten Temperatur nur eine bestimmte Menge eines festen Körpers aufnehmen; enthält eine Lösung von einem Körper soviel, als sie bei der betreffenden Temperatur enthalten kann, so heißt sie gesättigt (Ausscheiden, Auskrystallisieren bei Abkühlen).

β) Versuche. 1) Man schütte soviel Salpeter in eine mit Wasser gefüllte Kochflasche, daß noch ein Teil davon ungelöst bleibt und erwärme hierauf die Lösung über einer Spiritusflamme!

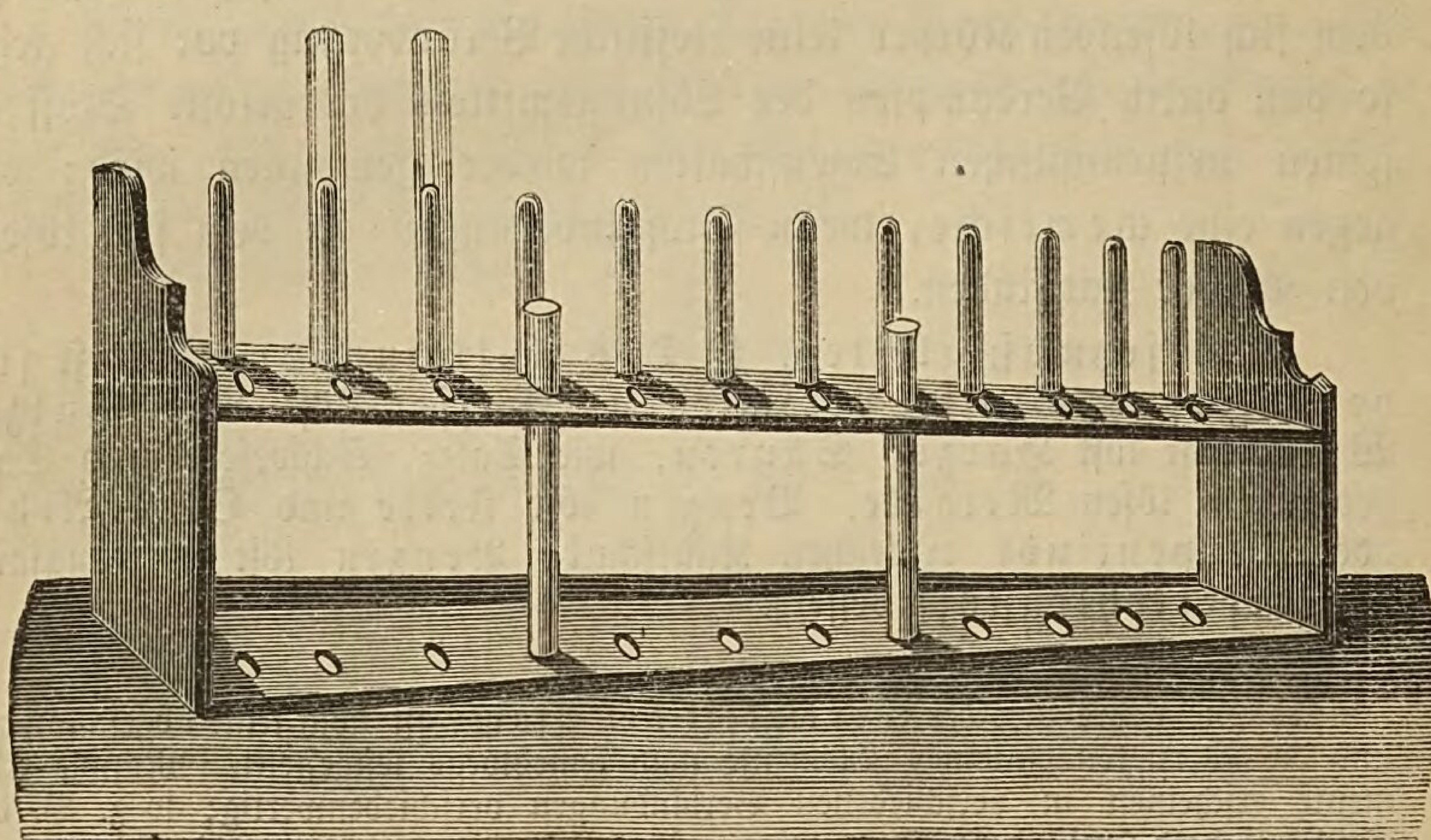
2) Dasselbe thue man mit Kupfervitriol und Kochsalz! (Physikalische Auflösungen.)

3) Man übergieße in einem Becherglase Zinkstückchen mit Salzsäure; das Zink löst sich auf; aus der Lösung bildet sich aber beim Abdampfen nicht Zink, sondern Zinkvitriol. (Chemische Auflösung.)

4) Man übergieße in Probiergläschen etwas Geigenharz mit Weingeist, Fett mit Benzin ꝛc.! (Entfernung von Fettflecken aus Kleiderstoffen und Papier mit Benzin.)

γ) Apparate. Die Lösung nimmt man gewöhnlich in Bechergläsern oder Probiergläschen vor. Die letzteren (auch Reagensgläser genannt) zerspringen nicht leicht, auch wenn die Flamme daran schlägt und finden daher auch bei anderen Versuchen viel Anwendung. Es ist daher nötig, daß man sich einige Dutzend derselben von verschiedener Größe anschafft. Ein passendes Gestell hiezu zeigt untenstehende Figur 1. Auf die Zapfen der oberen Etage kommen die ausgespülten Röhrchen, damit sie abtropfen können.

Fig. 1.



b) Das Abdampfen.

Unter Abdampfen oder Abrauchen versteht man die Scheidung gelöster Stoffe von ihrem Lösungsmittel, welche dadurch bewirkt wird, daß man dasselbe unter Anwendung künstlicher Wärme in Luftform überführt. Erfolgt diese Abscheidung bei gewöhnlicher Temperatur oder bei Sonnenwärme, so heißt man sie Verdunsten. Man nennt diese Trennung auch Konzentrieren und Einkochen, wenn die übrigbleibende Masse flüssig oder weich bleibt.

Hiezu verwendete Gefäße: Glasgefäße, sogenannte Bechergläser, oder Abdampfschalen von Porzellan oder Platin, oder flache Pfannen von Blei oder Eisenblech; Erhitzung der Gefäße entweder auf Feuer oder in einem sogenannten Wasserbad, Sandbad oder auf Drahtnetzen; eine Verdunstung im großen ist die Salzgewinnung (Gradierwerk, Salzgärten).

c) Das Destillieren.

Destillieren[1]) oder Destillation ist die Verwandlung eines flüssigen Körpers in Dampf und die Zurückführung desselben in die flüssige Form durch Abkühlung. Enthält eine Flüssigkeit Stoffe von verschiedenem Siedepunkt, so lassen sich diese durch unterbrochene oder fraktionierte Destillation trennen. Die Erhitzung organischer Stoffe bei Luftabschluß heißt trockene Destillation. Das Produkt der Destillation wird Destillat genannt.

Apparate zur Destillation. **1**) Für kleinere Arbeiten genügt eine Glasretorte mit Vorlage. Die erstere ist ein bauchiges, birnförmiges Glasgefäß mit gekrümmter, konisch zulaufender Röhre, Hals genannt; sie hat gewöhnlich oben eine Durchbohrung mit einem kurzen Hals, Tubulus, mit Glaspfropfen zum Einfüllen der Stoffe (tubulierte, untubulierte Retorte). Das Auffanggefäß oder die Vorlage ist hier ein kugeliges Glas, das durch nasse Tücher oder Wasser abgekühlt wird.

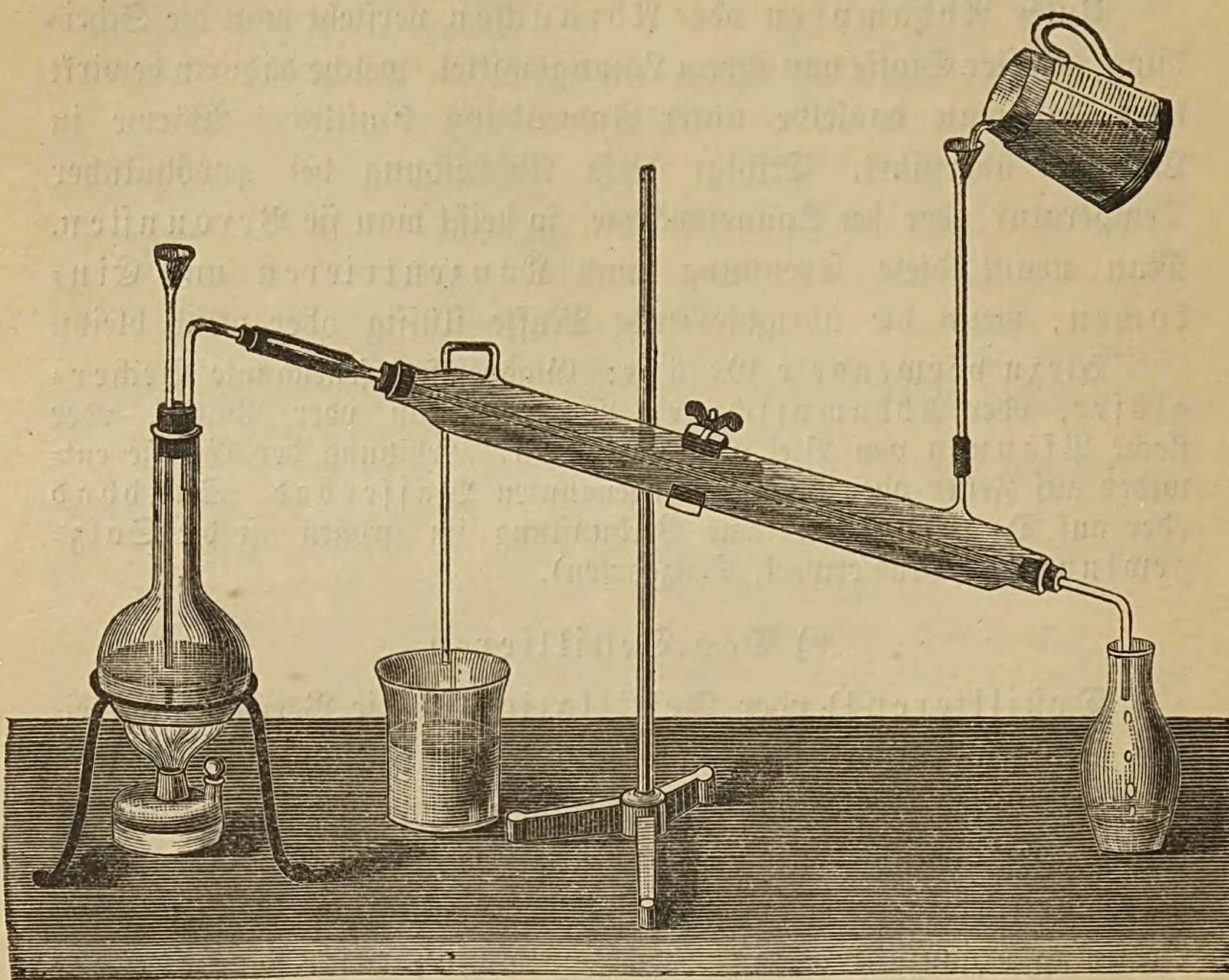
2) Sehr bequem zum Destillieren ist der unter dem Namen Liebigscher Kühler bekannte Apparat. Fig. 2.

3) Die zum Destillieren im großen dienenden Apparate bestehen aus 3 Teilen. In dem einen Teile, der ein großer, kupferner Kessel ist und Blase genannt wird, geht der flüssige Körper in Dampf über. In dem zweiten Teil, dem Kühlapparat, verdichtet sich der Dampf; er besteht aus einem Rohr, dem Kühl- oder Schlangenrohr, dessen lange Windungen durch ein mit kaltem Wasser gefülltes Gefäß, das sogenannte Kühlfaß, geführt sind. Der dritte Teil hat den Zweck, die beiden genannten Teile miteinander zu verbinden und hat gewöhnlich die Form eines Aufsatzes, eines Helmes.

---

1) Lat. destillāre, herabtröpfeln, von de, ab, herab und stillāre, tröpfeln, stilla, der Tropfen.

Fig. 2.



d) Das Sublimieren.

Sublimieren[1]) oder Sublimation ist die Überführung eines Körpers in Dampf und die Zurückführung des Dampfes durch Abkühlung in die feste Form.

Versuche. Im kleinen läßt sich das Sublimieren durch Erhitzen von Jod, Salmiak oder Schwefel in einem Probierglase veranschaulichen.

e) Die Gasentwicklung.

Darunter versteht man das Austreiben eines Gases aus festen oder flüssigen Körpern und das Auffangen desselben.

Apparate hiezu: Gasentwicklungsgefäß, entweder Retorte oder Glaskolben; pneumatische Wanne mit Sperrflüssigkeit; Sicherheitsröhre; Woulffsche Flasche; Kippscher Entwicklungsapparat; Gasometer: man vergleiche auch die Entwicklung von Sauerstoff, Wasserstoff u. s. w.

---

1) Lat. sublimäre, erhöhen, läutern.

f) Die Krystallisation.

Die Krystallisationen oder die Bildungen von Krystallen finden im allgemeinen beim Übergang von Körpern aus dem luftförmigen oder flüssigen in den festen Aggregatzustand statt. Krystalle können daher gebildet werden: 1) durch Sublimation (Jod, Salmiak); 2) durch Schmelzen und Erstarrenlassen (Schwefel, Metalle); 3) durch Verdunstung oder Verdampfen von Lösungen (Kochsalz); 4) durch Abkühlung heißer Lösungen (Salpeter, Alaun) u. s. w.

Versuche. 1) Man stelle eine gesättigte Kochsalzlösung dar, dampfe einen Teil hievon in einer Porzellanschale ab, und lasse den anderen Teil in einem flachen Teller mehrere Tage in gewöhnlicher Lufttemperatur stehen! Die entstehenden Krystalle haben Würfelform. (Die Flüssigkeiten, welche nach Ausscheidung der Krystalle zurückbleiben, nennt man Mutterlaugen.)

2) Man stelle eine bei Siedhitze gesättigte Lösung von Alaun her und lasse sie erkalten! Die Alaunkrystalle haben die Form von Oktaedern.

3) Herstellung von Schwefelkrystallen!

g) Die Fällung.

Unter Fällung (Ausfällen, Niederschlagen) oder Präcipitation[1]) versteht man die plötzliche Ausscheidung von Stoffen aus einer Lösung durch andere Flüssigkeiten. Das Mittel, wodurch die Fällung hervorgebracht wird, heißt das Fällungsmittel, und der feste Körper, welcher sich dadurch absondert, wird der Niederschlag oder das Präcipitat genannt. Ist der Niederschlag unbedeutend, verliert aber die Flüssigkeit durch ihn an Durchsichtigkeit, so nennt man die entstehende Änderung eine Trübung.

Versuche. 1) Man gieße in einem Probierglase über Kupfervitriollösung etwas Weingeist; an der Berührungsfläche bilden sich kleine Krystalle.

2) Man setze zu einer Lösung von Kampher in Weingeist etwas Wasser: der Kampher wird krystallinisch gefällt.

3) Man löse in einem Becherglase Kochsalz und setze gelösten Höllenstein hinzu! Der entstehende Niederschlag bildet sich hier nach vorausgegangener chemischer Umsetzung, welche sich durch folgende Gleichung ausdrücken läßt: $NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3$.

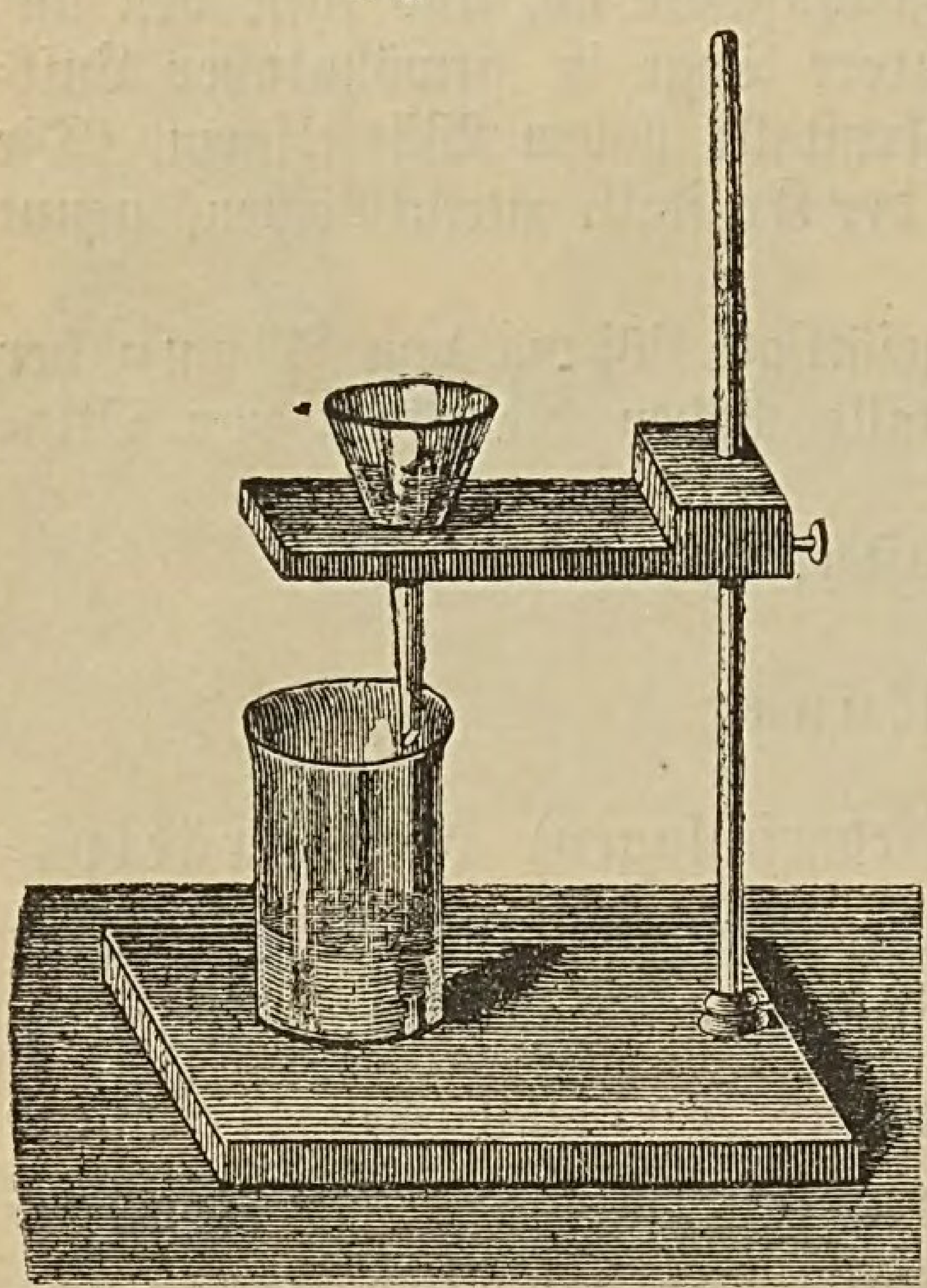
---

1) Lat. praecipitatio, die Herabstürzung, von praecipitāre, niederschlagen, fällen.

h) Die Dekantation und Filtration.

Um eine Flüssigkeit von einem in ihr schwebenden (suspendierten) Körper zu trennen, wendet man entweder die Dekantation oder die Filtration an. Die erstere Operation besteht darin, daß man die klare Flüssigkeit von dem zu Boden gesunkenen festen Körper mehrmals abgießt; die letztere führt man aus, indem man die Flüssigkeit samt den darin enthaltenen festen Körperteilchen auf einen porösen Körper bringt, in der Regel auf ein in einen Trichter zweckmäßig gelegtes, ungeleimtes Papier (Filter). Die durchlaufende Flüssigkeit nennt man das Filtrat.

Fig. 3.



Filter. Ein solches erhält man durch doppeltes Zusammenfalten eines kreisrunden Stückes ungeleimten Papiers (Filtrierpapier), so daß die Falten rechte Winkel bilden. Die 4 aufeinander liegenden Blätter des so gebildeten Filters öffnet man in der Weise, daß auf einer Seite 3 Blätter sind, die andere nur aus einem Blatte besteht, und setzt nun das Filter so in den Trichter, daß die Blätter fest anliegen, Figur 3.

Versuche. 1) Man filtriere Wasser, das von Lehm 2c. trüb ist!

2) Man übergieße in einer Kochflasche frisch gelöschten Kalk mit Wasser, schüttle eine Zeit lang und filtriere: das Filtrat ist Kalkwasser; man bewahre dasselbe für späteren Gebrauch wohlverschlossen auf.

i) Das Ausziehen und Schlämmen.

Das Ausziehen oder Extrahieren besteht darin, daß man aus einem Gemenge löslicher und unlöslicher Stoffe die löslichen durch Zusatz einer Flüssigkeit entfernt (Digerieren, Auslaugen, Auskochen). Das Schlämmen besteht in der Trennung unlöslicher, verschieden schwerer Stoffe durch Wasser, mit dem die zerkleinerte Masse umgerührt wird; die in der Flüssigkeit schwebenden, leichteren Teile werden von den bereits abgesetzten abgegossen.

§. 8. Die Reagentien.

Unter Reagentien versteht man solche Stoffe, welche das Vorhandensein eines anderen Stoffes durch deutlich wahrnehmbare

Erscheinungen, die man Reaktionen[1]) nennt, anzeigen. Von einem Körper, mit dem man einen andern erkennen kann, sagt man: er sei ein Reagens[1]) auf diesen.

Zu den Reagentien, von welchen wir im Laufe des Unterrichts die wichtigsten kennen lernen werden, gehören auch die sogenannten Reagenspapiere oder Probierpapiere.

Es sind dies Streifen ungeleimten Papiers, die mit einem Farbstoff getränkt sind. Es gibt verschiedene Arten. Die blauen Lackmuspapiere sind mit Lackmus, einem blauen Farbstoff, der aus mehreren Flechten gewonnen wird, getränkt. Die roten Lackmuspapiere enthalten gerötete Lackmustinktur und die Curcumapapiere gelbe Curcumatinktur (eine weingeistige Auflösung des Farbstoffes der Curcumawurzel). Statt der Papiere kann man bei Schulversuchen zweckmäßig die Tinkturen selbst, die man in Gläsern aufbewahrt, verwenden.

Mit Hilfe der genannten Papiere kann man gewisse Gruppen chemischer Verbindungen voneinander unterscheiden und erkennen, da sie in diesen verschiedene Farbenveränderungen erleiden. Von einer Flüssigkeit, die ein in sie getauchtes blaues Lackmuspapier rötet, sagt man: sie reagiere sauer oder: sie besitze saure Reaktion; wird von einer Flüssigkeit ein in sie getauchtes rotes Lackmuspapier gebläut, oder ein gelbes Curcumapapier gebräunt, so sagt man von ihr: sie reagiere basisch, sie besitze basische Reaktion; von Flüssigkeiten endlich, die alle 3 Arten von Papieren unverändert lassen, sagt man: sie reagieren neutral, sie zeigen neutrale Reaktion.

§. 9. Einteilung der Chemie.

Die Chemie zerfällt in zwei große Gebiete: in die anorganische und organische Chemie. Die erstere ist die Wissenschaft von den Elementen und den chemischen Verbindungen, die in der unorganischen Natur, in Luft, Wasser und Erdrinde, vorkommen oder aus derselben gewonnen werden; die letztere dagegen beschäftigt sich mit den Verbindungen, wie sie in der organischen Natur, in der Pflanzen- und Tierwelt, vorkommen oder aus ihr gewonnen werden.

Die Chemie hat verschiedene Spezialwissenschaften, von denen folgende die wichtigsten sind: die qualitative chemische Analyse, welche die Bestandteile der Körper der Art nach zu erkennen lehrt; die quantitative chemische Analyse, welche die Bestandteile ihrer Menge nach untersucht; die technische Chemie, welche lehrt, wie die Stoffe im großen dargestellt werden; die landwirtschaftliche oder Agrikulturchemie; die physiologische Chemie, welche die chemischen Vorgänge im Körper der Organismen untersucht ꝛc.

1) Von reagieren, vom lat. re, zurück, gegen und agĕre, handeln, wirken, also so viel als rückwirken, gegenwirken.

Erster Teil.

Anorganische Chemie.

Erster Abschnitt.

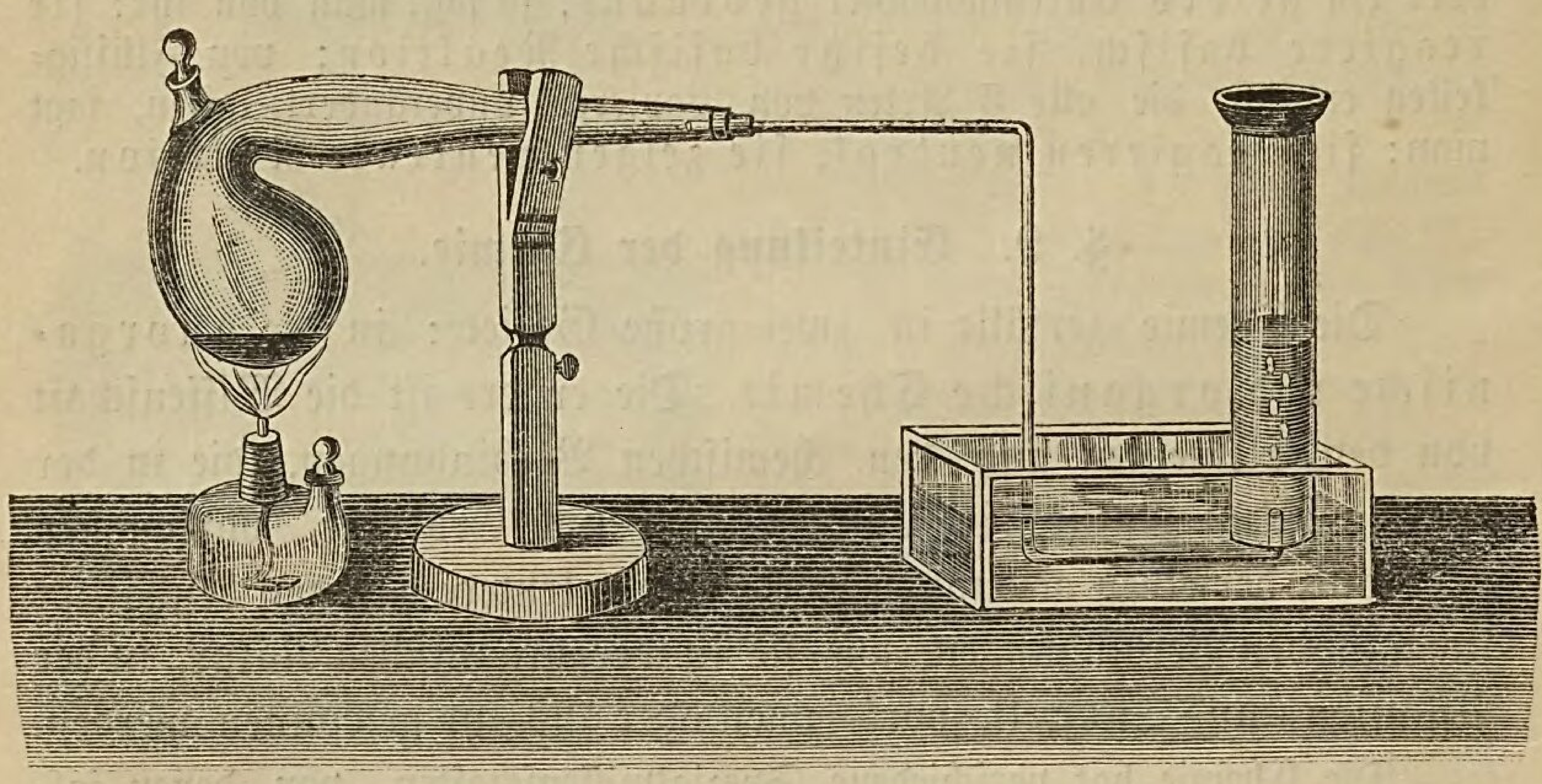
Die Metalloide und deren Verbindungen.

§. 10. Der Sauerstoff, das Oxygenium [1]), O = 16.

a) Darstellung [2]).

Versuche. 1) Man bringt chlorsaures Kalium, $KClO_3$, mit dem man vorteilhaft das gleiche Gewicht gepulverten Braunsteins, MnO_2, vermischt, in eine Retorte, Fig. 4. Diese befestigt man

Fig. 4.



sodann mittelst eines Retortenhalters und versieht sie mit einer geeignet gebogenen Glasröhre oder besser mit einem Gummischlauch, dessen freies Ende man in das Wasser einer pneumatischen Wanne bringt. Hierauf wird die Retorte mit einer Gas- oder Weingeistflamme vorsichtig erhitzt

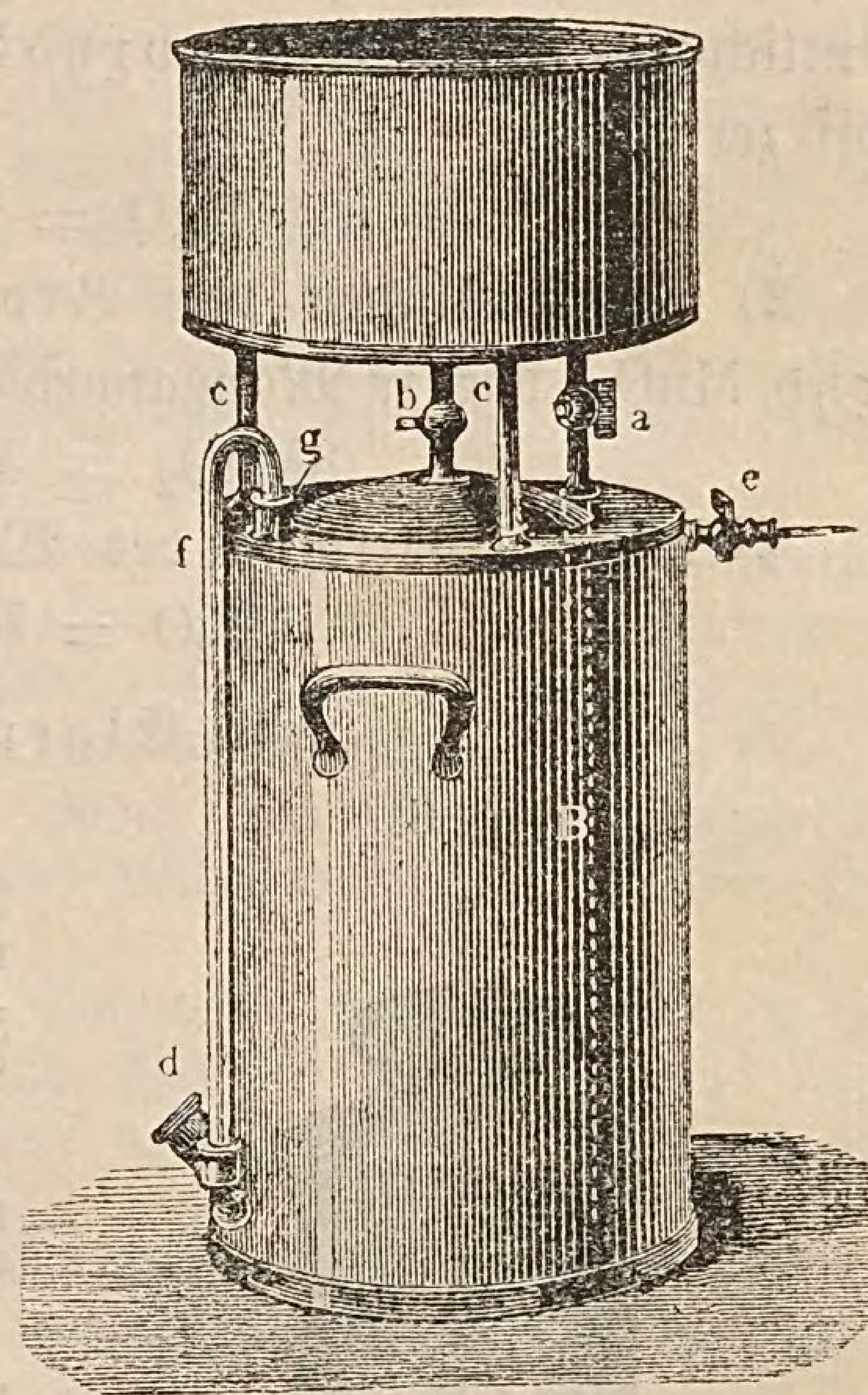
---

1) Vom gr. oxys, sauer und gennāo, ich erzeuge; früher hielt man dieses Element für die Ursache alles Sauren. 2) Der O wurde 1774 fast gleichzeitig von Priestley (spr. Prießtli) in England und Scheele in Schweden entdeckt. Der Franzose Lavoisier (spr. Lawoasjē), einer der berühmtesten Chemiker des vorigen Jahrhunderts, war es, der zuerst 1789 den Verbrennungsprozeß als chemische Vereinigung des O mit den brennbaren Körpern erkannte.

(Sandbad!) Das ausströmende Gas fängt man in Glasgefäßen auf, indem man dieselben, mit Wasser gefüllt, (warum?) umgekehrt über die Mündung des Gummischlauches hält. Sind diese mit Gas gefüllt, so verkorkt man sie unter Wasser und stellt sie bis zu ihrem Gebrauche mit den Mündungen in die pneumatische Wanne oder ein anderes mit Wasser gefülltes Gefäß.

2) Will man größere Mengen eines Gases darstellen, so bedient man sich zweckmäßig zur Ansammlung desselben eines sogenannten Gasometers. Die gebräuchlichste Form dieser Apparate ist in Fig. 5 abgebildet.

Fig. 5.



Bei seinem Gebrauche öffnet man zunächst die 3 Hähne a, b und e, stellt ihn auf ein größeres Holzschaff, das man zu diesem Zwecke mit einem Brett versehen hat und gießt nun solange Wasser in das obere Gefäß, bis es aus dem Hahne e ausfließt (das Wasserstandsrohr f zeigt die Füllung an). Nun schließt man die 3 Hähne und nimmt die Kapsel der Tülle d weg. Hierauf steckt man den Gasleitungsschlauch der Retorte durch die Öffnung d tief in das Wasser des Gasometers und erhitzt die Retorte. Hat man genug Gas entwickelt, so schließt man die Öffnung d mit der Kapsel. Gießt man nun Wasser in das obere Gefäß und öffnet den Hahn a und e, so strömt das Gas aus dem letzteren aus und kann zu Versuchen benützt werden. Läßt man dagegen Hahn e geschlossen, öffnet b und a und stellt über die Öffnung des Rohres b ein mit Wasser gefülltes Glas, so wird dieses mit Sauerstoff gefüllt.

Sauerstoff kann dargestellt werden: 1) durch Erhitzen von chlorsaurem Kalium, vermischt mit einer gleichen Menge von Braunsteinpulver, wobei das erstere in Chlorkalium und Sauerstoff zerfällt:

$$\underbrace{\underset{39 + 35{,}5 + 16 \cdot 3}{\underset{\text{Chlorsaur. Kalium}}{KClO_3}}}_{122{,}5} = \underbrace{\underset{39 + 35{,}5}{\underset{\text{Chlorkalium}}{KCl}}}_{74{,}5} + \underbrace{\underset{16 \cdot 3}{\underset{\text{Sauerstoff}}{O_3}}}_{48}$$ [1])

1) Diese Art der Darstellung chemischer Gleichungen muß auch bei den folgenden Prozessen geübt werden, wenn dies auch nicht besonders verlangt ist.

Erklärung. Die Körperwärme besteht, wie die Physik lehrt, aus einer Bewegung der kleinsten Körperteilchen, der Moleküle und Atome. Je höher daher die Temperatur eines Körpers steigt, desto heftiger wird die Bewegung sowohl der Moleküle als auch der Atome in den Molekülen; ist diese Bewegung der Atome endlich so lebhaft geworden, daß ihre auseinander treibende Wirkung die chemische Anziehungskraft oder Affinität überwiegt, so müssen die Atome ihre gegenseitige Verbindung aufgeben und sich voneinander trennen. Chlor und Kalium bilden zusammen Chlorkalium, Sauerstoff aber entweicht.

2) Durch Erhitzen der Oxyde der edlen Metalle, namentlich des Quecksilberoxyds, HgO, das in Hg und Sauerstoff zerfällt:

$$HgO = Hg + O.$$

3) Durch Glühen von Braunstein oder Mangansuperoxyd MnO_2, das in Manganoxyduloxyd und in Sauerstoff zerfällt:

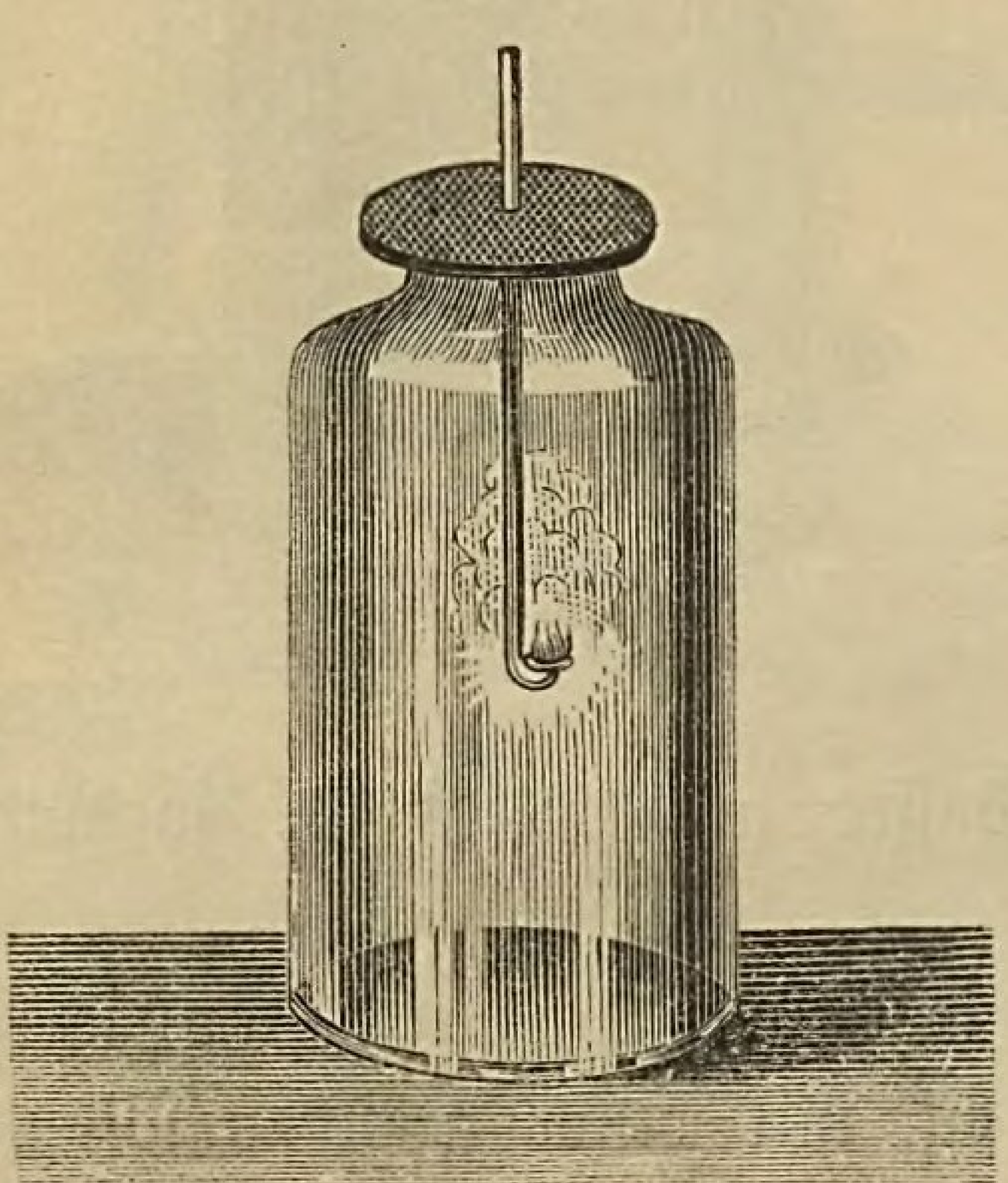
$$3MnO_2 = Mn_3O_4 + O_2.$$

4) Durch Elektrolyse des Wassers. (S. Wasserstoff!):

$$H_2O = H_2 + O$$ [1].

b) Eigenschaften.

Fig. 6.



Versuche. 1) In ein mit O gefülltes Gefäß hält man einen glimmenden Span: er fängt lebhaft an zu brennen. Öftere Wiederholung des Versuches!

2) In ein anderes Gefäß bringt man eine brennende Kerze: sie brennt viel lebhafter.

3) In ein an einem langen Drahte befestigtes eisernes Löffelchen bringt man ein Stück Holzkohle, zündet es an und senkt diese Vorrichtung in eine mit O gefüllte Flasche, Fig. 6. Die Kohle verbrennt lebhaft und mit sehr schönem Lichte. Man feuchtet einen Streifen blaues Lackmuspapier

---

1) Die Gewinnung des O im großen ist erst in neuerer Zeit (1890) geglückt. Sie gründet sich auf die den Chemikern längst bekannte Thatsache, daß Baryumoxyd (BaO) bei schwachem Erhitzen in einem Luftstrom aus der Luft Sauerstoff aufnimmt und sich hierdurch in Baryumsuperoxyd (BaO_2) verwandelt, das aber wieder, wenn es auf höhere Temperatur erhitzt wird, den Sauerstoff, den es aufgenommen hat, abgibt und so in Baryumoxyd übergeht. Die technischen Schwierigkeiten, welche bei dieser Abscheidung von Sauerstoff aus der Luft mit Hilfe von Baryumoxyd zu überwinden waren, haben namentlich die Brüder Brin in London beseitigt. In neuerer Zeit sind Fabriken zur Darstellung von Sauerstoff angelegt worden, z. B. die von Dr. Elkan in Berlin.

an und hält ihn in die Flasche: er wird gerötet. (Lackmustinktur!) Man gießt ein wenig Kalkwasser in dieselbe: es wird getrübt.

4) Vermittelst derselben Vorrichtung bringt man einige Stückchen Schwefel, die man vorher anzündet, in eine mit O gefüllte Flasche. Der Schwefel brennt mit schönem blauen Lichte weiter. Durch die Verbrennung desselben entsteht ein Gas von stechendem Geruch. Schüttet man Wasser in die Flasche und hält einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein, so wird dieses gerötet. Das Wasser hat das Gas aufgenommen, absorbiert. Es besitzt jetzt einen säuerlichen Geschmack.

5) In derselben Weise bringt man ein Phosphorstückchen, das man vorher gut abgetrocknet hat, in ein mit O gefülltes, weites Glas und zündet den Phosphor mittels einer heißgemachten Stricknadel an. Der Phosphor verbrennt mit sehr intensivem Lichte, indem sich das Glas mit einem weißen Nebel füllt. Dieser setzt sich allmählich und der Boden der Flasche bedeckt sich mit einem weißen Überzug, der sich in Wasser zu einer Flüssigkeit, die sehr sauer schmeckt und blaues Lackmuspapier stark rötet, löst. Da der Phosphor ein sehr giftiger Körper ist, so beobachte man bei diesem Versuche die nötige Vorsicht.

6) Einen spiralförmig gewundenen Stahldraht, an dessen unteres Ende man ein Stückchen Feuerschwamm befestigt hat, senkt man, nachdem man den Schwamm angezündet, in ein mit O gefülltes Gefäß. Unter lebhaftem Funkensprühen verbrennt der Eisendraht, indem Metalltropfen herunterfallen und in den Boden des Gefäßes einschmelzen. Dieselben sind in Wasser unlöslich und mithin auf Lackmuspapiere ohne Einwirkung.

7) Man leitet das aus einem Gasometer strömende Gas in eine Weingeist- oder Leuchtgasflamme und hält in diese Flamme Zink, Kupfer, Messing, eine Uhrfeder u. s. w. Man wird glänzende Lichterscheinungen beobachten.

8) Man erhitzt ein Stückchen Kalium in einem Porzellantiegel über einer Lampe solange, bis es sich entzündet; es brennt mit leuchtender Flamme unter Entwicklung eines weißen Rauches, indem es sich mit dem Sauerstoffe der Luft zu Kaliumoxyd verbindet. Den Rückstand übergießt man mit Wasser. Es erfolgt nun eine Vereinigung des Kaliumoxyds (K_2O) mit Wasser. Das Produkt der Vereinigung ist eine ölige, schlüpferig anzufühlende Flüssigkeit, die blaues Lackmuspapier unverändert läßt, rotes dagegen bläut und Curcumapapier bräunt.

Der Sauerstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses, coërcibles [1]) Gas, das vom Wasser nur in äußerst geringer Menge absorbiert wird. O ist 1,1 mal so schwer als die atmosphärische Luft, und 1 Liter desselben wiegt 1,4 g. Er ist nicht brennbar, unterhält aber die Verbrennung angezündeter und bewirkt die Entflam-

1) Vom lat. coërcēre, einzwängen. Der O ist unter gewöhnlichen Temperatur- und Druckverhältnissen gasförmig, kann aber durch erhöhten Druck und tiefe Temperatur zu einer Flüssigkeit verdichtet werden.

mung glimmender Körper. Brennbare Körper verbrennen in ihm mit stärkerer Licht- und Wärmeentwicklung als in der atmosphärischen Luft. Kohle verbrennt in ihm zu Kohlendioxyd (Kohlensäure) CO_2, Schwefel zu Schwefeldioxyd (schweflige Säure) SO_2, Phosphor zu Phosphorpentoxyd (Phosphorsäure) P_2O_5 und Eisen zu Eisenoxyduloxyd Fe_3O_4 2c. Die genannten Körper: CO_2, SO_2, P_2O_5 und Fe_3O_4 2c. sind die Verbrennungsprodukte von bez. C, S, P und Fe. Verbrennung ist die Vereinigung brennbarer Körper mit O. Die Verbindungen der Elemente mit O nennt man Oxyde (Oxydule) und den Vorgang ihrer Bildung Oxydation.

Die Verbindungen des Sauerstoffs, die Oxyde, sind nach ihrem chemischen Verhalten verschieden: 1) diejenigen Oxyde, welche, mit Wasser verbunden, Körper bilden, die sauer schmecken und blaue Lackmusfarben röten, heißen saure Oxyde, z. B. CO_2, SO_2, P_2O_5. Die aus einem Oxyd und den Elementen des Wassers bestehenden Körper von dem bezeichneten Charakter gehören zu den Säuren. Als Säuren haben wir kennen gelernt:

Kohlensäure, H_2CO_3, Bestandteile: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$,
Schweflige Säure, H_2SO_3, Bestandteile: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$,
Phosphorsäure, H_3PO_4, Bestandteile: $P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = 2 \cdot H_3PO_4$.

2) Diejenigen Oxyde, welche in Verbindung mit Wasser Körper bilden, die, wenn sie löslich sind, einen ätzenden, laugenhaften Geschmack haben, rote Lackmusfarbe bläuen und Curcumafarbe bräunen, heißen basische Oxyde, z. B. K_2O, Na_2O. Die aus einem Oxyd und aus Wasser bestehenden Körper, welche die genannten Eigenschaften besitzen, gehören zu den Basen. Solche sind:

Kalilauge, KHO,	Bestandteile:	$K_2O + H_2O = 2KHO$,
Natronlauge, NaHO,	„	$Na_2O + H_2O = 2NaHO$,
Gelöschter Kalk, CaH_2O_2,	„	$CaO + H_2O = CaH_2O_2$.

3) Diejenigen Oxyde, welche weder Säuren noch Basen bilden können, werden indifferente Oxyde genannt; z. B. Kohlenoxyd, CO, Mangansuperoxyd, MnO_2.

Die mit Wasser verbundenen Oxyde heißen Hydroxyde oder Hydrate.

Die Säuren enthalten, wie vorstehende Formeln zeigen, Wasserstoff. Dieser kann durch Metalle ersetzt werden. Geschieht dies, so gehen aus den Säuren Körper hervor, die man Salze nennt.

Beispiel: $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$, d. h.: Schwefelsäure + Zink geben das Salz schwefels. Zink, und H wird frei, (s. S. 30!)

c) Vorkommen.

1) Im freien Zustande: in der atmosphärischen Luft, die dem Volumen nach aus 21% O und 79% N oder dem Gewichte nach aus 23% O und 77% N besteht.

2) Chemisch gebunden: im Wasser, das $88^{8}/_{9}$% O und $11^{1}/_{9}$% H enthält; in fast allen Mineralien; Bestandteil der Tier- und Pflanzenkörper; das verbreitetste Element, das ca. die Hälfte vom Gewichte der Erde ausmacht.

Kreislauf des Sauerstoffs: der O gelangt aus der Luft in die Menschen und Tiere, geht aus diesen in Form von Kohlensäure in die Pflanzen über, aus welchen er wieder als O der Luft zurückgegeben wird.

d) Das Ozon.

Beobachtungen. 1) Wenn man längere Zeit mit einer Elektrisiermaschine oder mit einem kräftigen Induktionsapparat experimentiert, so nimmt man einen eigentümlichen Geruch wahr. 2) Denselben bemerkt man auch kurz nach einem Gewitter. Er erinnert entfernt an den des Schwefeldioxyds und wird daher gewöhnlich als Schwefelgeruch bezeichnet.

Bei näherer Nachforschung nach der Ursache dieses Geruches machte zuerst Schönbein[1]) 1840 die Entdeckung, daß derselbe vom O herrühre, der durch Elektricität in einen Zustand versetzt werde, in dem er ganz andere Eigenschaften als der gewöhnliche O besitze. Seines Geruches wegen wurde dieser O mit dem Namen Ozon[2]) bezeichnet. Das Ozon ist also kein besonderes Element, oder eine eigentümliche Verbindung, sondern nichts anderes als O mit anderen Eigenschaften. Außer durch den Geruch unterscheidet es sich vom O hauptsächlich durch seine energische Einwirkung auf oxydierbare Körper, aus welchem Grunde es auch aktiver Sauerstoff genannt wird. Außer auf elektrischem läßt sich das Ozon auch auf chemischem Wege durch langsame Oxydation des P erzeugen.

Die Eigentümlichkeit gewisser Elemente, in verschiedenen Zuständen ganz abweichende Eigenschaften und Wirkungen zu zeigen, nennt man Allotropie[3]). Der O zeigt also die Erscheinung der Allotropie (allotropische Modifikationen).

1) Verdienter Chemiker, geb. 1799, gestorben 1868; wirkte von 1828 an als Professor der Chemie an der Universität Basel. 2) Vom gr. ōzein, riechen. 3) Vom gr. ãllos, anders und trēpein, wenden.

Versuch. Man gießt in einen sogenannten Schwefelsäureballon etwas Wasser und bringt einige Stücke P so hinein, daß sie zur Hälfte aus dem Wasser hervorragen. Nun bedeckt man den Ballon lose und läßt ihn in der Nähe eines warmen Ofens einige Stunden stehen. Nach dieser Zeit nimmt man den eigentümlichen Ozongeruch in der Flasche wahr. Bringt man in den Ballon Papierstreifen, die mit Stärkekleister, worin etwas Jodkalium enthalten ist, bestrichen sind (Ozonometer), so werden sie durch Ozon violett gefärbt.

e) Anwendung.

1) Des chemisch reinen O: Drummondsches Kalklicht, Hydro-Oxygengas-Mikroskop, Ozonwasser zu Heilzwecken; Sauerstofffabriken.

2) Des mit anderen Gasen gemengten O: als atmosphärische Luft zum Atmen und Verbrennen unentbehrlich.

α) Einfluß des O auf die Gegenstände unserer Umgebung[1]). 1) Er vereinigt sich mit den meisten Metallen, die sich hiedurch mit einer Oxydschicht bedecken, und so Glanz und Farbe verlieren (Eisen, Kupfer, Zink, Blei).

2) Er oxydiert den Phosphor der Streichhölzer (weiße Dämpfe von phosphoriger Säure, Leuchten im Dunkeln).

3) Derselbe oxydiert alkoholhaltige Flüssigkeiten und verwandelt dadurch ihren Alkohol in Essigsäure (Sauerwerden von Bier, Wein, eingemachten Früchten: $C_2H_6O + 2O = C_2H_4O_2 + H_2O$).

4) Fette und ätherische Öle verdicken unter seinem Einfluß, werden ranzig und harzig.

5) Er bewirkt die Selbstentzündung kohlenstoffhaltiger organischer Substanzen (nasses Heu, Kohlenpulver).

6) Der O ist die Ursache des Verderbens vieler Nahrungsmittel (Eier, eingemachte Früchte, luftdichter oder hermetischer Verschluß, Appertsche Methode, Konservierung der Eier in Kalkmilch).

β) Die Rolle des O im Haushalte der Natur. 1) Er ist der notwendige Vermittler und Erhalter des organischen Lebens, insbesondere ist die Existenz der Menschen und Tiere an die Gegenwart von O gebunden; fehlt er, so tritt sofort Erstickung ein, daher seine Bezeichnung „Lebensluft."

2) Der O ist bei der Auflösung des Pflanzen- und Tierkörpers (Verwesung, Fäulnis) in hervorragender Weise beteiligt und führt die Bestandteile desselben in neue Verbindungen über, in denen sie in die unorganische und von da wieder in die organische Natur wandern.

3) Auf und innerhalb der Erdkruste bewirkt er viele Oxydationsprozesse, wodurch verschiedene Veränderungen der Erde hervorgebracht werden. So führt er das Eisenoxydul verschiedener Mineralien und

---

1) Viele dieser Übersichten, in welchen Zusammengehöriges zusammengestellt wird, werden meistens erst bei der Repetition und tieferen Durchdringung des Ganzen durchzunehmen sein.

Gesteine in Eisenoxyd über (Spateisenstein wandelt er in Brauneisenstein um), verwandelt Schwefelmetalle in schwefelsaure Salze (Eisenkies in Eisenvitriol, Zinkblende in Zinkvitriol u. s. w.) und oxydiert das Erdöl zu Erdpech und Asphalt.

4) Durch diesen Prozeß werden auch viele mineralische Stoffe so zubereitet, daß sie von den Pflanzen als Nahrung aufgenommen werden können.

5) Das Ozon trägt viel zur Reinigung der Luft bei, indem es durch seine kräftige oxydierende Eigenschaft die übelriechenden und bisweilen schädlichen Gase, welche bei der Fäulnis tierischer oder bei der Vermoderung vegetabilischer Stoffe in sumpfigen Gewässern erzeugt werden, zerstört und unschädlich macht.

Übungsstoff. a) Versuche. 1) Man erhitze einige Messerspitzen voll $KClO_3$ und MnO_2 in einem Probierröhrchen über einer Weingeistflamme (Sandbad!) und tauche einen glimmenden Span in dasselbe; er wird aufflammen, Fig. 7.

2) Stelle einen einfachen Apparat, wie Fig. 8 zeigt, zusammen; erhitze darin $KClO_3$ und MnO_2, fange das Gas über Wasser auf und stelle einige Verbrennungsversuche an.

3) Leite den O mittels eines zu einer Spitze ausgezogenen Glasröhrchens in eine Spiritusflamme und verbrenne eine Stricknadel oder einen Stahldraht darin, Fig. 9.

Fig. 7.

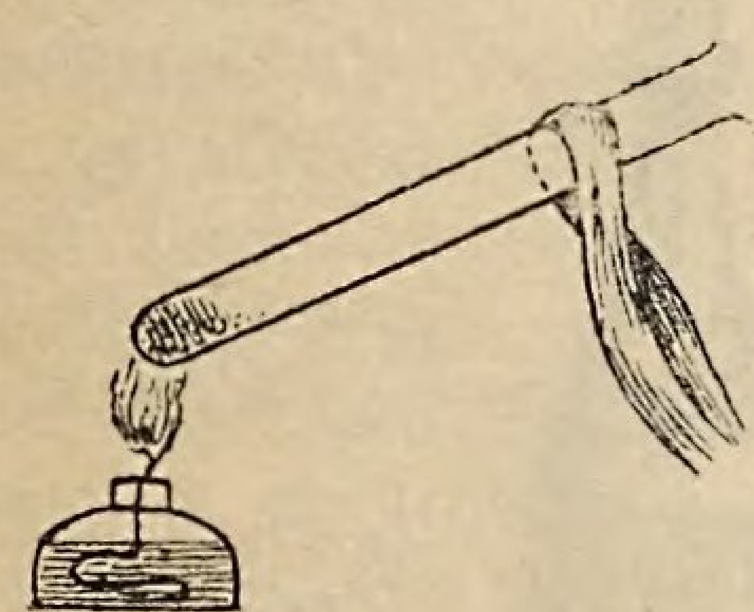


Fig. 8.

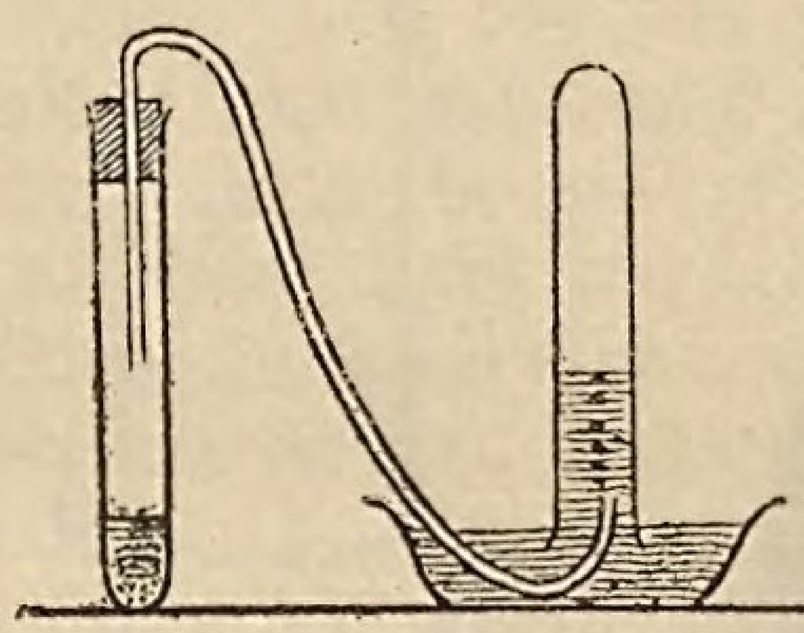
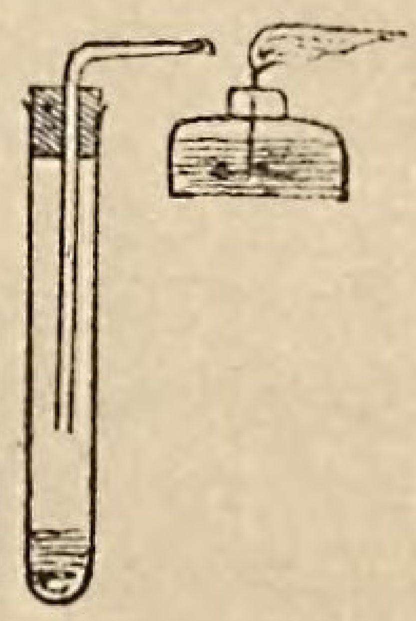


Fig. 9.



b) Fragen. 1) Was würde eintreten, wenn man nach Beendigung des Versuches über die Darstellung des Sauerstoffes die Mündung des Gummischlauches unter dem Wasser der pneumatischen Wanne ließe und die Lampe unter der Retorte wegnähme? Warum? Was hat man sich daher in dieser Beziehung zur Regel zu machen?

2) Wenn man in die Gläser, in denen man Kohle oder Schwefel verbrannt hat, Wasser gießt, sie mit dem Finger zuhält und einige Zeit schüttelt, so bleiben sie am Finger hängen; woher rührt diese Erscheinung?

c) Stöchiometrische Aufgaben. *α*) Mündlich. 1) Man berechne den Prozentgehalt der Bestandteile von Wasser[1]), H_2O, Quecksilberoxyd, HgO und Chlorsaurem Kalium, $KClO_3$!

---

1) Andeutung. (Sprechweise.) Die chemische Formel des Wassers ist H_2O; das Atomgewicht des $H = 1$ und des $O = 16$; das Molekulargewicht des Wassers ist also $2 \cdot 1 + 16 = 18$. Demnach befinden sich unter 18 Gewichtsteilen Wasser 16 Teile O und 2 Teile H, oder unter 9 Teilen Wasser

2) Wieviel Gramm eines jeden Bestandteiles sind enthalten in 612,5 Gramm $KClO_3$, in 1728 g HgO und in $346^1/_2$ g H_2O?

β) Schriftlich. 1) Wieviel O erhält man durch Glühen von 60 g $KClO_3$?

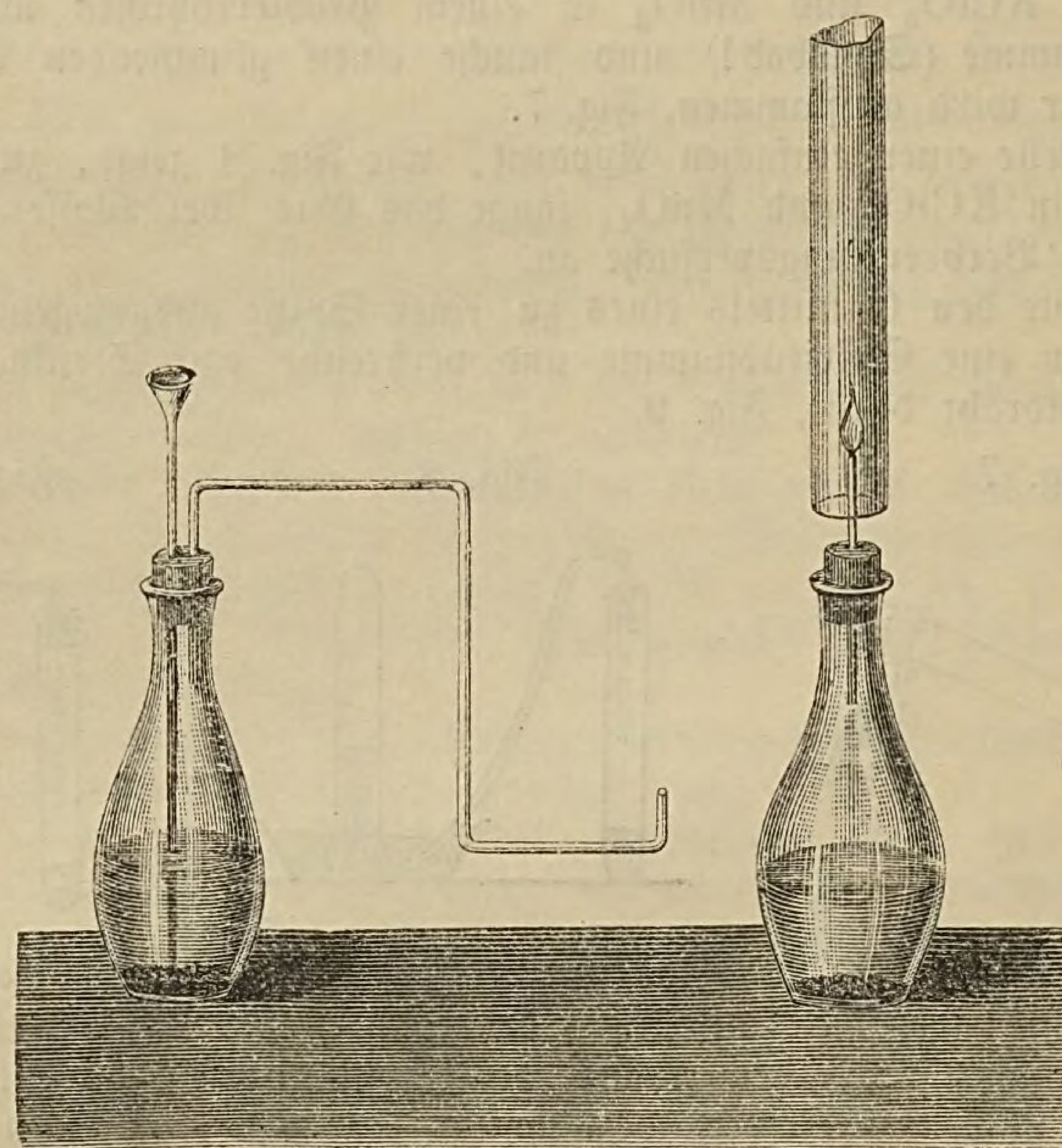
2) Man will 11,76 g O darstellen. Wieviel g $KClO_3$ braucht man dazu? Wieviel g KCl bleiben im Rückstande?

§. 11. Der Wasserstoff, das Hydrogenium [1]), H = 1.

a) Darstellung [2]).

Versuche. 1) Man hat hiezu eine sogenannte Gasentwicklungsflasche nötig. Dieselbe, Fig. 10, besteht aus einem Glaskolben, dessen

Fig. 10.



Mündung mit einem doppelt durchbohrten Kork verschlossen ist. In die eine dieser Durchbohrungen ist eine Glasröhre eingepaßt, deren unteres Ende in die Flüssigkeit des Kolbens eintaucht und deren oberes Ende sich zu einer trichterförmigen Mündung erweitert, (daher der Name Trichterröhre), durch welche die Flüssigkeit eingegossen werden kann. In der anderen Durchbohrung befindet sich eine Gasleitungsröhre, die

---

8 Teile O und 1 Teil H, oder $^8/_9$ Teile O und $^1/_9$ Teile H. Folglich sind unter 100 Teilen u. s. w.

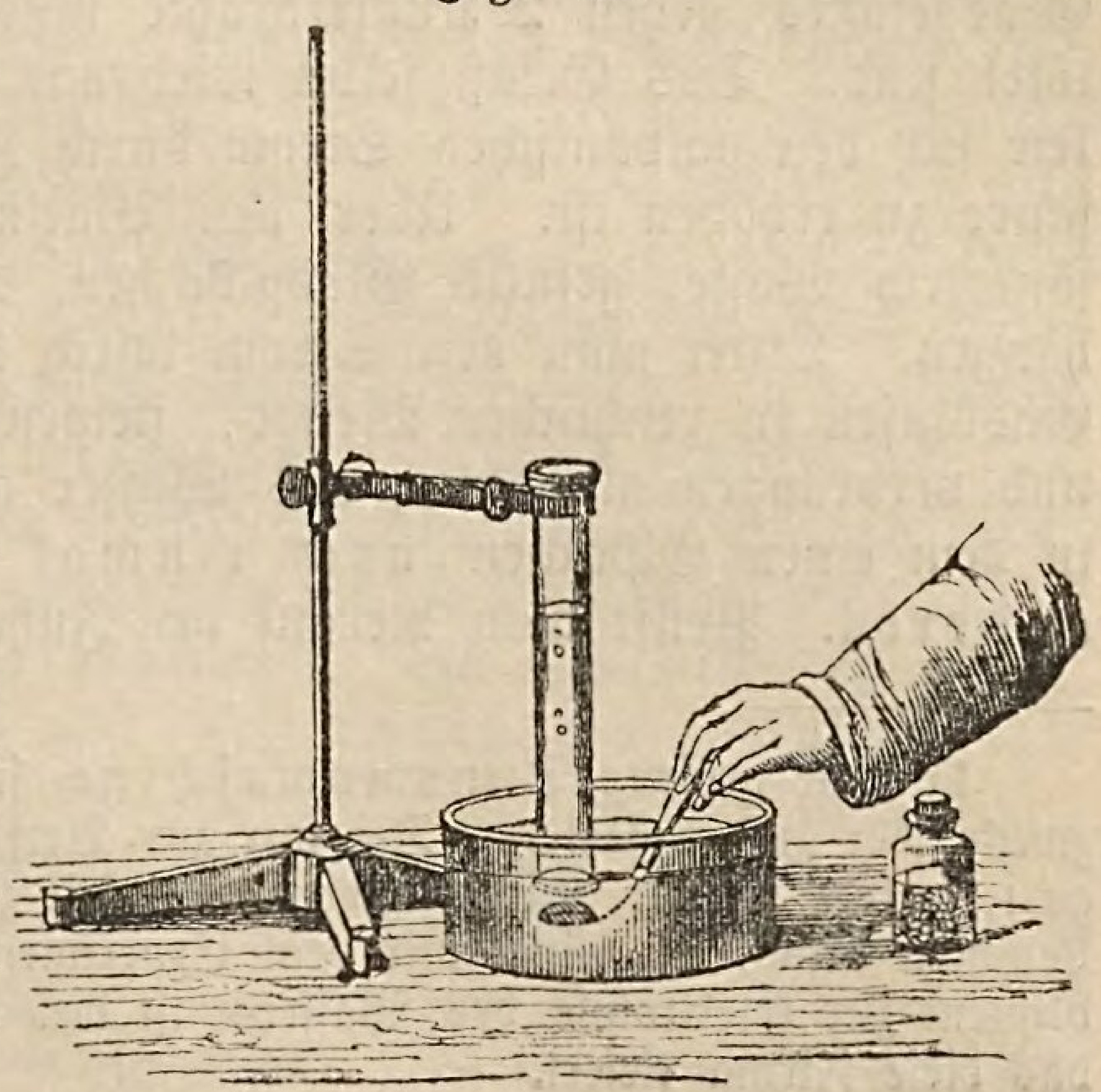
1) Vom gr. hýdōr, Wasser und gennāo, ich erzeuge. 2) Der H wurde im Jahre 1766 von dem englischen Chemiker Cavendisch (sp. Käw'ndisch) entdeckt, der O 1774, also 8 Jahre später.

in die pneumatische Wanne führt, oder ein Gummischlauch. In das Glasgefäß bringt man kleine Zinkstückchen (sogenanntes gekörntes, granuliertes, Zink), füllt dasselbe bis zur Hälfte mit Wasser und fügt den Kork mit den Glasröhren luftdicht in seine Mündung ein. Ist alles so vorbereitet, so gießt man schließlich durch die Trichterröhre nach und nach in kleinen Portionen konzentrierte Schwefelsäure, worauf sofort die Gasentwicklung beginnt. Läßt man die bei diesem Versuche entstehende Zinklösung einen Tag stehen, so scheiden sich aus ihr farblose Krystalle von salzartiger Beschaffenheit ab.

2) Statt der Schwefelsäure kann man auch Salzsäure nehmen; das Metall löst sich dann rasch auf und aus der Flüssigkeit steigt unter lebhafter Wallung reichlich Wasserstoff. Dampft man den Rückstand in einer Porzellanschale zur Trockne, so erhält man eine grauliche, salzähnliche Masse.

Vorsichtsmaßregeln bei den Versuchen mit H. Der H, der sich zuerst entwickelt, vermischt sich mit der in dem Glasgefäß und den Glasröhren befindlichen atmosphärischen Luft zu einem sehr leicht explodierenden Gemenge (Knallgas). Zündet man daher das ausströmende Gas zu bald an, so erfolgt eine Zertrümmerung des Apparats. Um dies zu vermeiden, muß man das Gas einige Minuten lang ausströmen lassen. Will man ganz sicher sein, so fange man in einem Probierröhrchen eine kleine Probe des ausströmenden Gases auf, verschließe das Gläschen mit dem Daumen und nähere seiner Öffnung, indem man den Daumen entfernt, eine Flamme. Verbrennt der Inhalt mit einem heftig pfeifenden Tone, so ist das aus dem Entbindungsrohr ausströmende Gas noch Knalluft und man muß den Apparat noch solange arbeiten lassen, bis eine neue Probe des ausströmenden Gases sich mit einem schwachen Knall entzündet. Es empfiehlt sich auch, die Entwicklungsflasche mit einem Tuch zu umschlagen (warum wohl?). Daß der Kork des Apparates und die Röhren desselben luftdicht schließen müssen, versteht sich von selbst. Den luftdichten Verschluß kann man besser mit Gummistöpseln als mit Korkstöpseln bewerkstelligen.

Fig. 11.

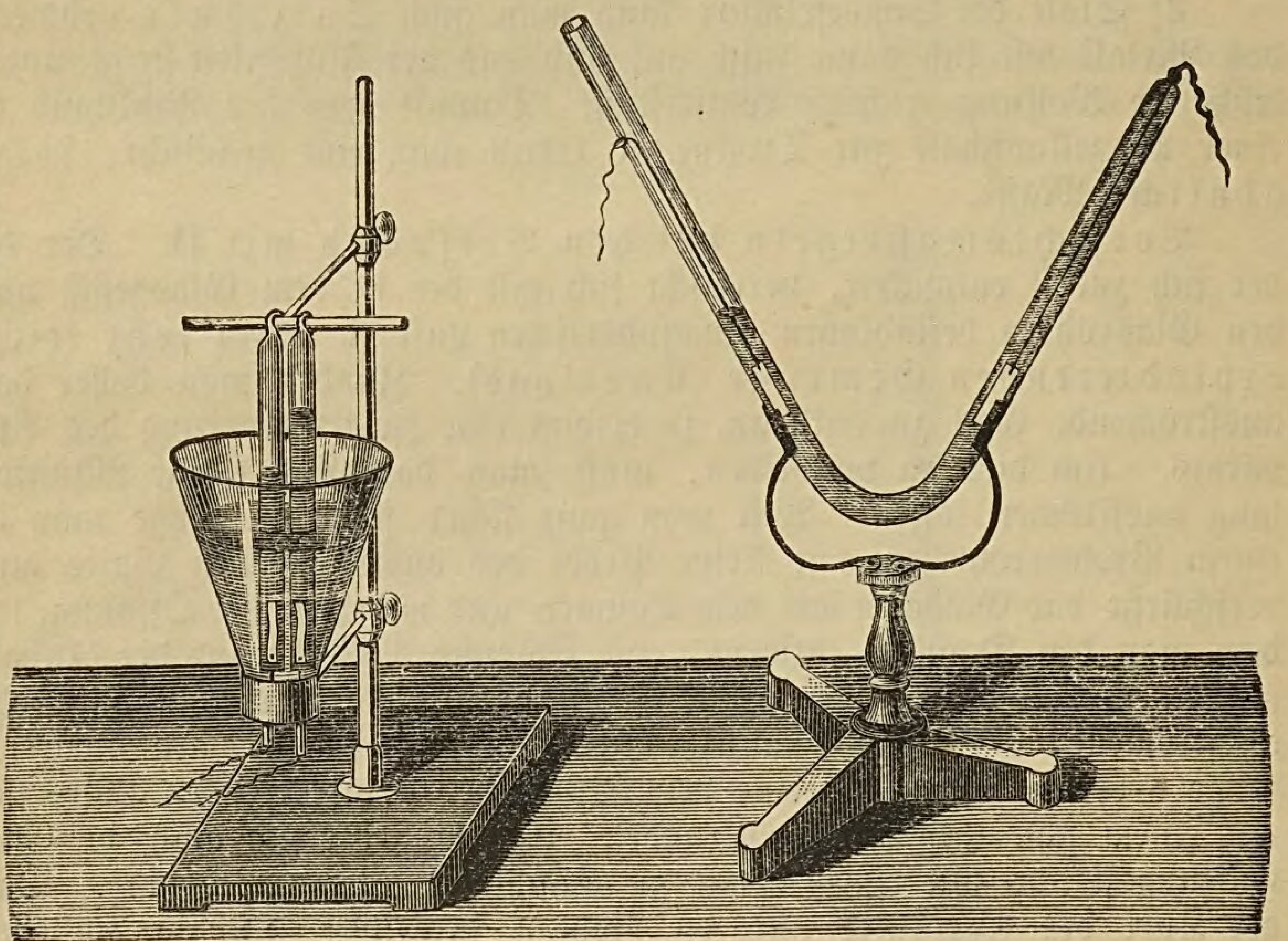


3) Man füllt einen Cylinder mit Wasser (H_2O), stellt ihn verkehrt in ein mit H_2O gefülltes Gefäß und bringt ein etwa erbsengroßes Stückchen Na mittelst eines Eisendrahtes darunter. Alsbald entwickeln sich farblose Gasblasen, welche, das H_2O verdrängend, im Cylinder aufsteigen. Manchmal steigt die Natriumkugel in dem Cylinder auf und schwimmt dann auf der Oberfläche des H_2O unter Gasentwicklung hin und her. Wiederholt man den Versuch mit 2—3 Natrium-

kugeln, so füllt sich der Cylinder ganz mit Gas. Nach Beendigung des Versuches prüft man das Gas mit einer Kerzenflamme: es erweist sich als Wasserstoff.

4) Um Wasserstoff aus Wasser durch *Zersetzung* desselben mittelst des *elektrischen Stromes*, durch sogenannte *Elektrolyse* des Wassers, darzustellen, kann man sich der nebenstehenden Apparate bedienen, Fig. 12. Zur Entwicklung des galvanischen Stromes benützt

Fig. 12.



man eine *Zink-Kohlen-Batterie* von 3—4 Elementen, oder, was viel bequemer ist, eine *Dynamomaschine*[1]). Durch den Boden des Glasgefäßes gehen 2 Kupferdrähte hindurch, an die Platinplatten gelötet sind. Das Gefäß selbst wird mit Wasser gefüllt, dessen Leitfähigkeit für den galvanischen Strom durch Zusatz einiger Tropfen Schwefelsäure zu erhöhen ist. Über den Platinplatten befinden sich 2 mit gesäuertem Wasser gefüllte Glasglöckchen, die in das größere Gefäß herabhängen. Leitet man den Strom durch das Wasser, so entwickeln sich Gasblasen in reichlicher Menge, steigen in den beiden Glöckchen empor und verdrängen allmählich das Wasser aus ihnen. Dabei entwickelt sich in dem einen Glöckchen *noch einmal soviel Gas, als in dem anderen.* Prüft man hierauf den Inhalt derselben auf Wasserstoff und

---

1) Eine größere *Dynamomaschine* für Handbetrieb ist für Unterrichtszwecke sehr zu empfehlen. Die mir zur Verfügung stehende von *Fein* in Stuttgart, welche Wasser mit größter Leichtigkeit zersetzt, Glühlampen zu intensivem Leuchten bringt &c., leistet mir beim Experimentieren sehr wertvolle Dienste. Sehr bequem zur Elektrolyse des Wassers ist das *Voltameter* für getrennte Gase, das diese Firma liefert.

Sauerstoff, so zeigt sich, daß der Wasserstoff am negativen Pol, der Sauerstoff am positiven sich entbunden hat und zwar vom ersteren ein nocheinmal so großes Volumen, als vom letzteren.

Wasserstoff kann dargestellt werden: 1) durch Einwirkung von Metallen, namentlich von Zink und Eisen, auf verdünnte Salzsäure oder Schwefelsäure:

$$\alpha)\ 2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2.$$

$$\beta)\ H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2.$$

Erklärung zu α). Bringt man Salzsäure, die aus H und Cl besteht, mit Zink zusammen, so löst sie, indem aus ihr der Wasserstoff entweicht, das Metall auf; als Rückstand erhält man einen Körper, der seiner äußeren Beschaffenheit nach an das Kochsalz erinnert. Er kann nichts anderes als eine chemische Verbindung des Zinks mit dem Chlor der Salzsäure sein. Folglich müssen während dieses Versuches die einzelnen kleinen Zinkteilchen die Wasserstoffteilchen aus der Salzsäure verdrängt und sich an deren Stelle begeben, d. h. sich mit den Chlorteilchen der Salzsäure vereinigt haben. Der Prozeß ist eine Zersetzung durch Substitution und läßt sich, da das Zink zu den zweiwertigen Elementen gehört, ein Atom Zink also stets zwei Atome Wasserstoff ersetzt, und sich immer nur mit zwei Atomen eines einwertigen Elementes vereinigt, weshalb zwei Moleküle Salzsäure als einwirkend angenommen werden müssen, durch die obige Gleichung ausdrücken. — Wie das Zink, so wirken auch die meisten Metalle auf die Salzsäure ein, d. h. fast alle Metalle zersetzen die Salzsäure unter Wasserstoffentwicklung und verbinden sich mit dem Chlor zu einem Chlormetall; nur Quecksilber, Silber, Gold und Platin sind auf dieselbe ohne Einwirkung.

Zu β). Bringt man Zink mit verdünnter Schwefelsäure in Berührung, so löst es sich in dieser Flüssigkeit auf; gleichzeitig entweicht aus derselben Wasserstoff; aus der Zinklösung erhält man einen salzartigen Körper. Dieser muß, da die Schwefelsäure aus Wasserstoff und der Gruppe SO_4 besteht, ersterer aber während des Versuches entwichen ist, aus S, O_4 und Zn bestehen. Hiernach müssen die Zinkteilchen, gerade so wie bei der Salzsäure, die in der Schwefelsäure enthaltenen Wasserstoffteilchen verdrängt und sich an deren Stelle gesetzt haben. Wir begegnen also hier abermals einer Zersetzung durch Substitution, die durch obige Gleichung veranschaulicht wird. Der Körper $ZnSO_4$ führt den Namen schwefelsaures Zink (Zinksulfat). — Wie das Zink, so wirken auch die meisten Metalle auf die Schwefelsäure ein, d. h. fast alle Metalle zersetzen die Schwefelsäure, verdrängen aus ihr den Wasserstoff, der gasförmig entweicht, und verbinden sich mit den übrigen Bestandteilen derselben zu Körpern, die man schwefelsaure Salze (Sulfate) nennt; nur Gold und Platin wirken nicht auf sie ein.

Konzentrierte Schwefelsäure löst Silber, nicht aber, wie soeben gesagt, Gold. Diesen Umstand benützt man, um aus Silber, welches mit wenig Gold legiert ist, letzteres abzuscheiden. Zu dem Zwecke wird die

Legierung mit konzentrierter Schwefelsäure behandelt, welche nur das Silber löst, das Gold aber als ein feines Pulver zurückläßt. Dieses Verfahren nennt man das Affinieren des Goldes.

2) Durch Zersetzung des Wassers mittelst Natriums:

$$H_2O + Na = NaHO + H.$$

Erklärung. Infolge der großen Affinität zum Sauerstoff entzieht das Natrium dem Wasser Sauerstoff, um sich mit ihm zu verbinden und setzt dadurch Wasserstoff in Freiheit. Es tritt nämlich je ein Natriumatom an die Stelle eines Wasserstoffatoms im Wassermolekül, da beide einwertig sind, wodurch der Körper NaHO oder Natriumhydroxyd gebildet wird, während Wasserstoff entweicht. Das entstandene Hydroxyd löst sich in dem unzersetzt bleibenden Teile des Wassers auf und verleiht demselben alkalische Reaktion.

3) Durch Elektrolyse des Wassers:

$$H_2O = H_2 + O.$$

4) Durch Zersetzung des Wassers mittelst glühender Metalle; zweckmäßig führt man den Versuch so aus, daß man Wasserdampf in einem Flintenlaufe über glühende Eisendrehspäne leitet, wobei das Eisen das Wasser unter Bildung von Eisenoxydoxyduloxyd zersetzt (reduciert):

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + H_8.$$

b) Eigenschaften.

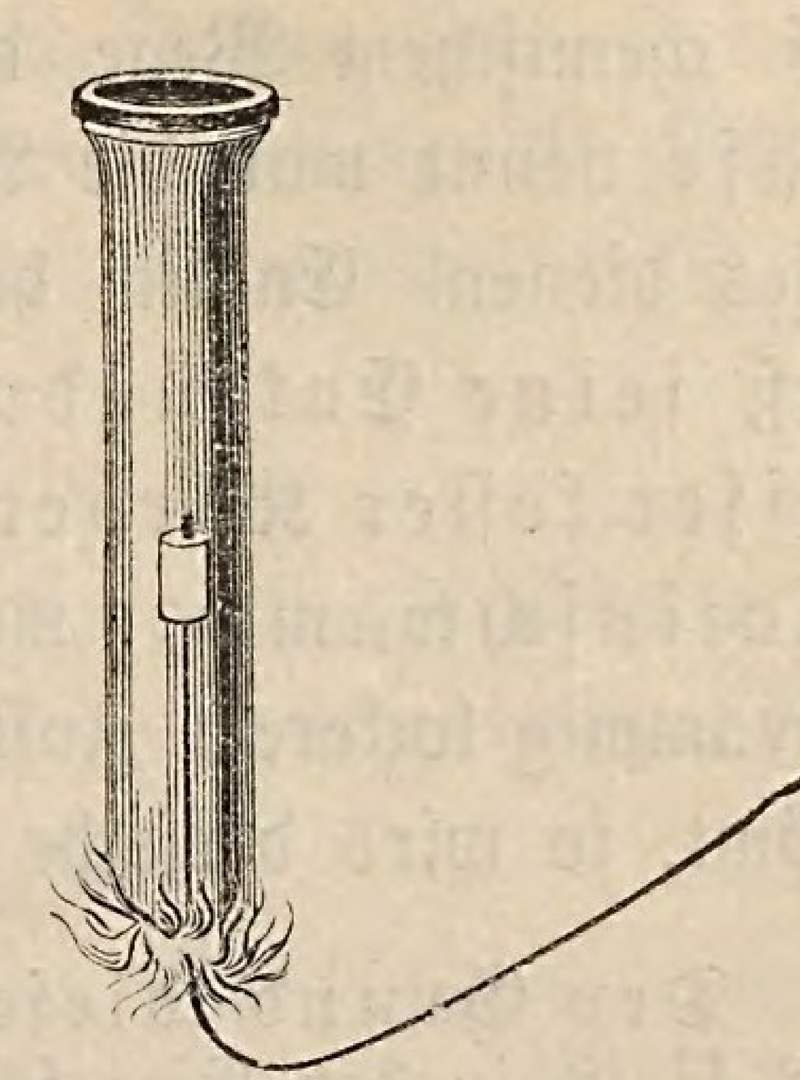
Versuche. 1) Man beschickt einen Wasserstoffentwicklungsapparat und zündet das ausströmende Gas unter Beachtung der vorhin angegebenen Vorsichtsmaßregel an. Es wird, falls Zink und Säure rein waren, mit schwacher blaßblauer, im anderen Falle mit gelblicher Flamme brennen („die philosophische Lampe" der Alchemisten). Um die große Hitze dieser Flamme zu zeigen, kann man in derselben eine Glasröhre schmelzen und ausziehen.

2) Man hält über eine H-Flamme eine Glasglocke; an den Wänden derselben wird alsbald ein feuchter Beschlag sichtbar, aus dem sich Tropfen bilden, die man in einer unter die Glocke gestellten Schale sammeln kann. Die Prüfung dieser Flüssigkeit ergibt, daß sie nichts anderes, als gewöhnliches Wasser ist.

3) Man hält über die Flamme im vorigen Versuche eine nicht zu enge, vollkommen trockene Glasröhre; es entsteht ein eigentümlicher durchdringender Ton. Man nennt Flammen, die solche Erscheinungen zeigen, singende Flammen, und die ganze Vorrichtung chemische Harmonika, Figur 10, rechts.

4) In einen mit H gefüllten und mit der Mündung nach unten gekehrten Cylinder (Reagensglas) führt man ein angezündetes Kerzchen (oder einen brennenden Span). Das Gas entzündet sich an der Mündung, wo es mit dem O der Luft in Berührung kommt; die Kerze selbst aber erlischt oberhalb der brennenden Gasschicht, Fig. 13.

Fig. 13.



5) Zu folgendem Versuche verwendet man die sog. elektrische Pistole. Diese ist ein hohles, verschließbares Blechgefäß, das meistens die Form einer Pistole hat. In dasselbe sind zwei isolierte, mit Knöpfchen versehene Drähte eingekittet, die im Innern nur wenig voneinander abstehen. Läßt man auf den einen Draht einen elektrischen Funken überspringen, so schlägt er durch das Innere des Apparates auf den anderen Draht. In diese Vorrichtung läßt man zu der darin enthaltenen Luft H strömen und zündet das Gasgemenge an, indem man von dem Konduktor einer thätigen Elektrisiermaschine einen Funken überspringen läßt. Unter sehr starkem Knalle wird der Pfropf aus der Pistole getrieben. — Erklärung dieses Knalles.

6) Man füllt einen Glascylinder (ein Reagensglas) mit H, hebt ihn aus der Wanne, kehrt ihn um und läßt ihn einige Sekunden offen stehen. Man wird nach dieser Zeit finden, daß jede Spur des brennbaren Gases daraus verschwunden ist. Aus der Schnelligkeit, mit welcher der H aus einem oben offenen Gefäße entweicht, schließen wir, daß ein gewisses Volumen dieses Gases leichter ist, als ein gleich großes Volumen atmosphärischer Luft. Richtet man die Mündung eines mit H gefüllten Cylinders nach unten, so bleibt das Gas länger in demselben.

Der H ist ein farb-, geruch- und geschmackloses coërcibles Gas. Er ist der leichteste aller bekannten Körper, $14^1/_2$ mal so leicht als die atmosphärische Luft und 11160 mal so leicht als Wasser. Seiner Leichtigkeit wegen wird der H passend als Einheit für die spezifischen Gewichte (Volumgewichte) der Gase benützt. Ein Liter H wiegt 0,089 (abgerundet: 0,09) g, also 16 mal soviel als O. Der H ist brennbar, aber er unterhält das gewöhnliche Verbrennen und ebenso das Atmen nicht. Er läßt sich leicht entzünden und verbrennt mit blaßgelber, wenig leuchtender Flamme; die durch seine Verbrennung erzeugte Hitze ist aber außerordentlich groß und am bedeutendsten, wenn das Gas in reinem O verbrennt. Ein Gemenge von 2 Vol. H und 1 Vol. O, oder von 5 Vol. Luft und 2 Vol. H, oder von Luft und H überhaupt verbrennt nach dem Anzünden plötzlich und unter sehr heftigem Knalle, unter Explosion, [1]) wie man zu sagen pflegt. Aus diesem Grunde nennt man dieses Gemenge Knallgas. Die bei der

1) Vom lat. explodĕre, knallen, heftig ausbrechen; physikalische und chemische Explosion! (Dampfkesselexplosion — Schießpulver, Knallgas, Dynamit.)

Verbrennung desselben auftretende Hitze ist die größte, die man auf chemischem Wege darzustellen im stande ist. Knallgasgebläse nennt man die Apparate, die zur Verbrennung des Knallgases dienen. Endlich hat der H noch die merkwürdige Eigenschaft, daß seine Entzündung durch die bloße Gegenwart gewisser fester Körper erfolgt. Hält man z. B. ein Stückchen Platinschwamm, metallisches Platin in sehr feinverteiltem, schwammig-lockerem Zustande, vor eine feine Röhre, aus der H strömt, so wird derselbe glühend und das Gas entzündet sich.

Der Grund dieser eigentümlichen Entzündungsweise des H ist in der Eigenschaft des Platins zu suchen, Gase zu absorbieren und zu verdichten. Der Wasserstoffstrom kondensiert sich zum Teil auf dem Metall; hiedurch entsteht, da mit jeder Verdichtung Wärmeentwicklung Hand in Hand geht, viel Wärme, das Metall erhitzt sich zum Glühen und das nachströmende Gas entzündet sich.

c) Anwendung.

1) Seiner Leichtigkeit wegen benützte man früher den H zur Füllung von Luftballons (Charlièren).

2) Die hohe bei seiner Verbrennung entstehende Temperatur gebraucht man zur Erzeugung großer Hitze und kräftigen Lichtes.

In der mit O gespeisten H-Flamme, der sogenannten Knallgasflamme, schmelzen strengflüssige Stoffe (Platin, Quarz, Thon) mit großer Leichtigkeit und strahlen gewisse Körper (Kreide, Kalkstein) ein sehr intensives Licht aus (Drummonds Kalklicht). Das letztere dient als Signallicht, sowie zur Beleuchtung der Hydro-Oxygengas-Mikroskope.

3) Eine Anwendung der Eigenschaft des H, sich durch Platinschwamm zu entzünden, ist die Wasserstoffzündmaschine oder das Platinfeuerzeug von Döbereiner[1]).

Einrichtung und Wirkungsweise!

d) Vorkommen.

1) Im freien Zustande kommt der H fast gar nicht in der Natur vor, hie und da in den Gasen der Vulkane.

2) Chemisch gebunden ist er eines unserer verbreitetsten Elemente. So enthält Wasser $^8/_9$ seines Gewichts O und $^1/_9$ H;

---

1) Geboren 1780 zu Hof, gestorben 1849 als Professor der Chemie, Pharmazie und Technologie an der Universität Jena.

ferner ist er als wesentlicher Bestandteil in fast allen organischen Körpern enthalten und endlich kommt er auch in den Produkten der Verwesung und Fäulnis organischer Stoffe vor (Ammoniak, Schwefelwasserstoff, Phosphorwasserstoff, Torf, Braunkohle, Steinkohle).

e) Verbindungen.

Der Wasserstoff geht mit vielen Elementen binäre Verbindungen ein, sogenannte Hydrüre oder Hydroide. Hier sind zu besprechen:

1) Das Wasser, H_2O.

Entstehung. Wasser bildet sich durch Vereinigung von O und H: $H_2 + O = H_2O$. Diese wird bewirkt durch Verbrennen des H, durch die katalytische Wirkung des Platinschwammes und durch den elektrischen Funken.

Vorkommen. Im freien Zustande: Quell-, Fluß- und Seewasser; in der Gestalt von Nebel, Wolken, Schnee, Hagel, Reif; als unsichtbarer Wasserdampf in der Luft; als Feuchtigkeit (hygroskopisches Wasser) in manchen Körpern. Chemisch gebunden: in vielen Mineralien als Krystall- und Hydratwasser; Bestandteil tierischer und pflanzlicher Organismen.

Kreislauf. Das H_2O des Meeres verdunstet; der in die Atmosphäre steigende Wasserdampf verdichtet sich hier zu Wolken, aus denen sich das H_2O als Regen, Schnee, Hagel u. s. w. auf die Erde niederschlägt, wo es sich in Quellen, Bächen und Flüssen sammelt, die es wieder dem Meere zuführen.

Eigenschaften. Chemisch rein ist es geruch-, geschmack- und in dünnen Schichten farblos; bei 0° gefriert es zu Eis, bei 100° C und einem Luftdruck von 760 mm siedet es; bei 4° hat es seine größte Dichte (Bedeutung dieser Eigenschaft in der Natur); durch Abkühlung kondensiert sich der Wasserdampf; Verdunstung des Wassers; das verbreitetste Lösungsmittel; Steigerung mit der Temperaturerhöhung; gesättigte Lösung; absorbiert Gase; Kohlensäure erhöht sein Lösungsvermögen. Wegen seines bedeutenden Auflösungsvermögens findet es sich nie ganz rein in der Natur; Brunnenwasser enthält Kohlensäure und kohlensauren Kalk (hartes und weiches Wasser; Kesselstein); Mineralwasser: Säuerlinge (Kohlensäure und kohlensaures Natrium, Stahlquellen mit kohlensaurem Eisen); Solen (Kochsalz); Bitterwasser (Glauber- und Bittersalz); Schwefelquellen (Schwefelwasserstoff); Thermen.

Chemisches Verhalten des Wassers. Das Wasser ist eine indifferente Verbindung, d. h. es reagiert weder sauer noch basisch. Mit Metalloidoxyden bildet es Körper, die sauer reagieren, sogenannte Säuren, z. B. $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ (Schwefeltrioxyd mit Wasser gibt Schwefelsäure), oder $P_2O_5 + 3H_2O =$

$2H_3PO_4$. Mit Metalloxyden bildet es Körper, die basisch reagieren, Basen, z. B. $CaO + H_2O = Ca(HO)_2$ (gebrannter Kalk mit Wasser gibt gelöschten Kalk). Die Verbindungen des Wassers mit den Oxyden heißt man Hydrate oder Hydroxyde, während man die Oxyde, aus welchen die Hydrate entstehen, Anhydride nennt. Die aus Säuren und Basen hervorgehenden Körper heißen Salze, z. B. $H_2SO_4 + CaH_2O_2 = CaSO_4 + 2H_2O$. — Manche Salze vereinigen sich, wenn sie aus wässeriger Lösung krystallisieren, mit einer bestimmten Menge Wasser, welches man Krystallwasser nennt, z. B. $FeSO_4 + 7H_2O$. — Mechanisch eingeschlossenes Wasser, durch dessen Ausdehnung die Krystalle beim Erhitzen zerplatzen, heißt Decrepitationswasser.

Bedeutung des Wassers im Haushalte der Menschen. Nahrungsmittel; Bereitung von Speisen und Getränken; Waschen und Baden; gewerbliche Arbeiten (Bedeutung des Eises in der Technik).

Eigenschaften guten Trinkwassers. Es soll klar und farblos, geruch- und geschmacklos und kühl sein, gewisse Gase (Sauerstoff, Kohlensäure) absorbiert enthalten und nicht zu reich an mineralischen Stoffen sein; besonders nachteilig sind organische Substanzen im Trinkwasser (Epidemien, Destillation des Meerwassers, Filtration durch Kohle und Sand).

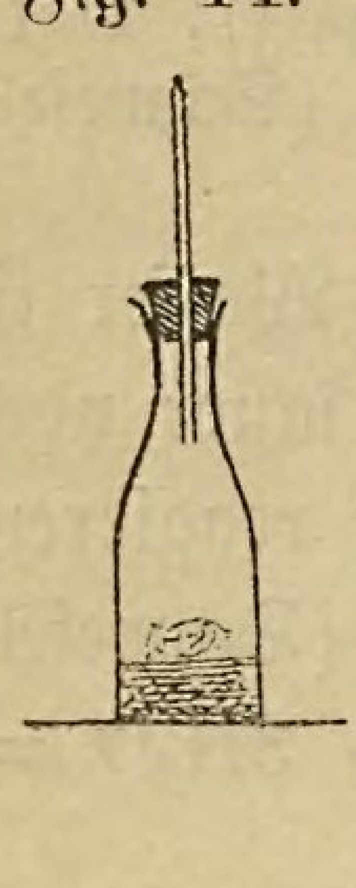
Bedeutung des Wassers im Haushalte der Natur. 1) Die Vorgänge der Keimung, Entwicklung und des Wachstums in der organischen Natur sind nur unter Mitwirkung des Wassers möglich, alles Leben ist also vom Wasser abhängig.

2) Es bringt an der Erdrinde eine große Zahl physikalischer, chemischer und mechanischer Veränderungen hervor und trägt hiedurch wesentlich zur Oberflächengestaltung der Erde bei.

2) Das Wasserstoffhyperoxyd, H_2O_2.

Es ist dies im konzentrierten Zustande eine farblose, syrupdicke Flüssigkeit von bitterem Geschmack und eigentümlichem Geruch; sie wirkt bleichend und desinficierend und ist für das Bleichen von Federn, Stroh und Elfenbein wichtig.

Fig. 14.



Übungsstoff. a) Versuche. 1) Man stelle sich einen Wasserstoffentwicklungsapparat, wie Fig. 14 zeigt, her: man durchbohre den in die Mündung eines Arzneiglases passenden Kork und schiebe in die Durchbohrung eine zu einer Spitze ausgezogene Glasröhre.

2) Man übergieße in demselben einige Stückchen Zink (Zinkblech) mit ein wenig Wasser und dann mit etwas Schwefelsäure, halte über die Glasröhre ein Probierröhrchen und entzünde nach einiger Zeit das darin befindliche Gas an einer Kerzenflamme!

3) Man wiederhole den Versuch, halte aber vor dem Entzünden des Gases das Probierröhrchen einige Minuten offen nach oben.

4) Man zünde das aus dem Röhrchen strömende Gas an und halte über die Flamme ein trockenes Trinkglas! Beschlag der Wände!

5) Man halte über die Wasserstofflamme eine Glasglocke oder einen Lampencylinder! Chemische Harmonika!

6) Man schmelze und biege in der Flamme ein dünnes Glasröhrchen und ziehe es zu einer feinen Spitze aus!

7) Man übergieße den Rückstand im Glase mit Wasser, filtriere und lasse das Filtrat in einem flachen Teller einige Tage stehen! Krystalle!

8) Man stelle ein Schälchen mit Pottasche an die Luft! Welche Erscheinung tritt nach und nach ein und und woher rührt sie?

9) Man setze Bimsstein feuchter Luft aus und erhitze ihn dann in einem Probierröhrchen!

10) Man lasse einen Tropfen gewöhnlichen und ebenso einen Tropfen destillierten Wassers auf einem blanken Platinbleche oder auf einer reinen Glastafel verdampfen! Was zeigt sich in beiden Fällen?

b) Aufgaben und Fragen. 1) Man vergleiche den Wasserstoff mit dem Sauerstoff nach Ähnlichkeit und Verschiedenheit [1])!

2) In welcher Weise wird man ein Gas auf O, in welcher auf H zu prüfen haben? (Ein glimmender Span ist ein Reagens auf O.)

3) Wie kommt es, daß im Freien aufgefangenes Regenwasser viel reiner als Quellwasser ist? (Natürliche Destillation!)

4) Was ist hartes Wasser, wie entsteht dasselbe und wodurch kann es weich gemacht werden? (Wasser, das viel mineralische Stoffe, namentlich Gips und kohlensauren Kalk gelöst enthält; weich kann es gemacht werden (falls es $CaCO_3$ enthält): durch Kochen, durch Stehenlassen an der Luft und durch Zusatz von Pottasche oder Soda; (man vergl. diese Körper!)

c) Stöchiometrische Aufgaben. 1) Man berechne die prozentische Zusammensetzung der Schwefelsäure!

2) Wieviel g Zink und Schwefelsäure gebraucht man zur Darstellung von 9 g Wasserstoff?

3) Wieviel Liter H erhält man beim Lösen von 200 g Zn in verdünnter H_2SO_4?

---

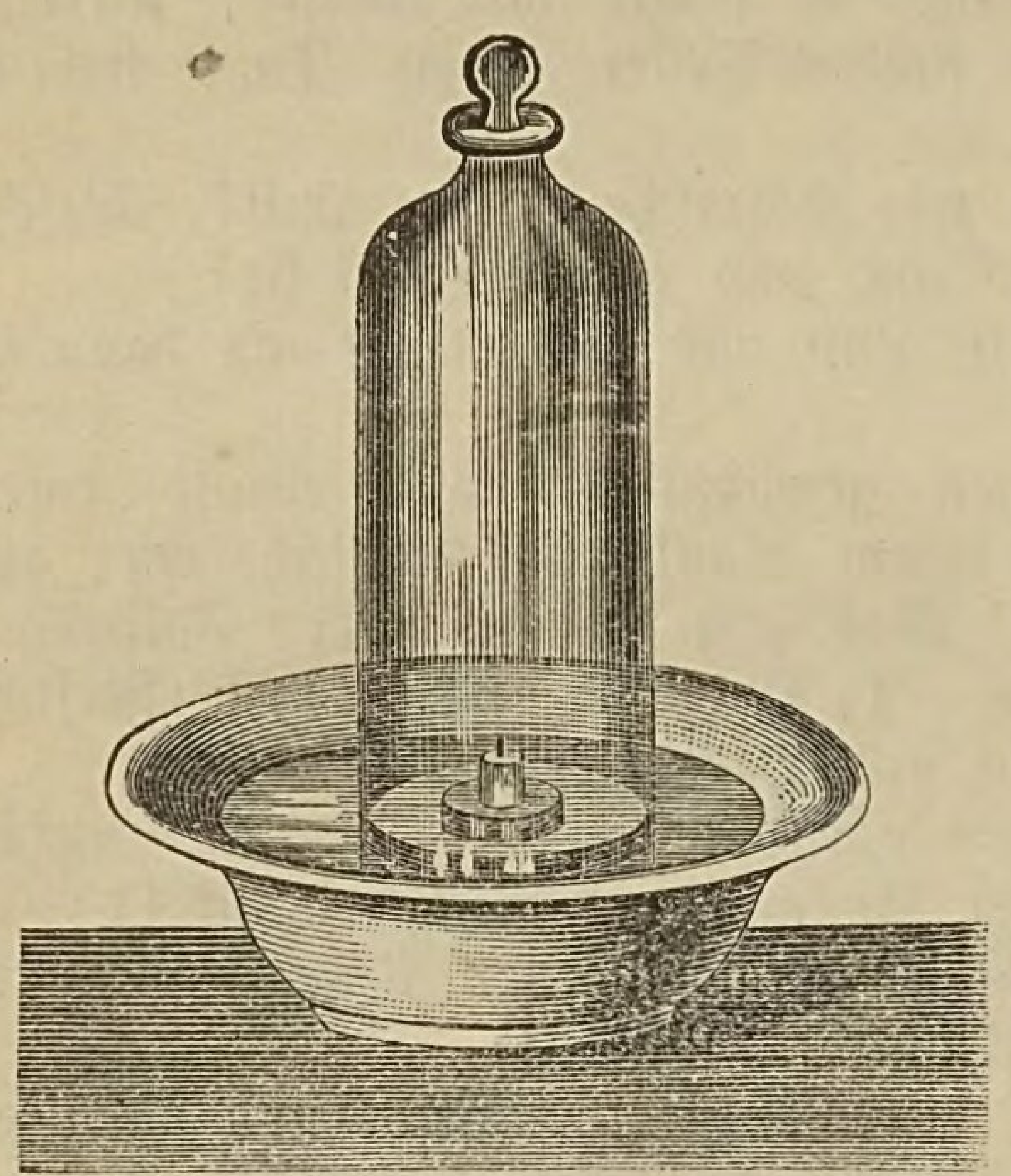
1) Bei der großen Wichtigkeit der Vergleichungen im Unterrichtsbetrieb empfiehlt es sich, auch in der Chemie solche anstellen zu lassen. Als Beispiel diene das folgende: a) Ähnlichkeiten: 1) beide Körper, Wasserstoff und Sauerstoff, sind coërcible Gase; 2) beide sind im reinen Zustande farb-, geruch- und geschmacklos; 3) beide sind leichter als Wasser und werden von demselben wenig absorbiert; 4) beide gehen mit anderen Elementen Verbindungen ein. b) Unterschiede. 1) Der O ist 1,1 mal so schwer als die Luft, der H dagegen 14,5 mal so leicht als diese; 2) das Atomgewicht des O ist 16, das des H 1; 3) ersterer ist nicht brennbar, unterhält aber das Brennen, letzterer dagegen ist brennbar, unterhält aber das Brennen nicht.

§. 12. Der Stickstoff, das Nitrogenium[1]), N = 14.

a) Darstellung.

Versuch. Man legt ein Stückchen Phosphor auf einen Kork, bringt denselben in einem mit Wasser gefüllten Gefäße zum Schwimmen, zündet den P an und stülpt nun über diese Vorrichtung eine große Glasglocke, Fig. 15. Der Phosphor verbindet sich mit dem O der in der Glasglocke enthaltenen Luft zu Phosphorsäure (Phosphorpentoxyd), die vom H_2O der Wanne nach und nach absorbiert wird. Der zurückbleibende Körper ist Stickstoff.

Fig. 15.



Stickstoff stellt man dar, indem man der atmosphärischen Luft den O entzieht, was dadurch geschehen kann, daß man etwa Phosphor in ihr verbrennt, oder die Luft über glühendes Eisen oder Kupfer leitet, an welche Metalle die Luft ihren O abgibt.

b) Eigenschaften.

Versuche. 1) Man taucht einen brennenden Körper in reinen N: er erlischt sofort.

2) Ein kleines Tier (Maus, Sperling) in reinen N gebracht, verendet bald.

3) Einwirkung auf Gesicht, Geschmack und Geruch.

Der N ist ein farb-, geruch- und geschmackloses coërcibles Gas. Er ist nicht brennbar und unterhält auch das Brennen anderer Körper nicht. Brennende Körper erlöschen in ihm augenblicklich. Auch das Atmen vermag er nicht zu unterhalten, weshalb Menschen und Tiere in ihm ersticken (daher sein Name). Doch ist er nicht giftig, was schon daraus hervorgeht, daß wir ihn fortwährend, mit O vermischt, einatmen, ohne unserer Gesundheit dadurch zu schaden.

---

1) Vom gr. nitron (lat. nitrum) Salpeter, und gennäo, ich erzeuge; dieser Name soll andeuten, daß dieses Element ein Bestandteil des Salpeters, nämlich der Salpetersäure, ist, was zuerst Cavendisch 1784 erkannte.

c) Vorkommen.

1) Im freien Zustande: in der Luft (77 % dem Gewicht und 79 % dem Volumen nach).

2) Chemisch gebunden: im Mineralreich als Ammoniak (H_3N), Salpetersäure (HNO_3), Salmiak (NH_4Cl), Kaliumsalpeter (KNO_3) und Chilesalpeter ($NaNO_3$); im Pflanzenreich in den Samen; im Tierreich in den Nerven, Muskeln, Knochen und Häuten (wesentlicher Bestandteil der sog. Eiweißkörper oder Proteïnstoffe).

Kreislauf des N. Kohlensaures und salpetersaures Ammonium, $(H_4N)_2CO_3$ und $(H_4N)NO_3$, in der Luft; durch Absorption und Regenwasser gelangt es in den Ackerboden; Aufnahme von den Pflanzen als Nahrung; Verwendung zu den Eiweißkörpern (Proteïnstoffen) in den Samen; durch Genuß derselben in den Körper der Menschen und Tiere; als Harnstoff, $CO(NH_2)_2$, durch den Urin ausgeschieden; Verwandlung des letzteren durch Fäulnis in kohlensaures Ammonium nach der Gleichung $CO(NH_2)_2 + 2H_2O = (NH_4)_2CO_3$.

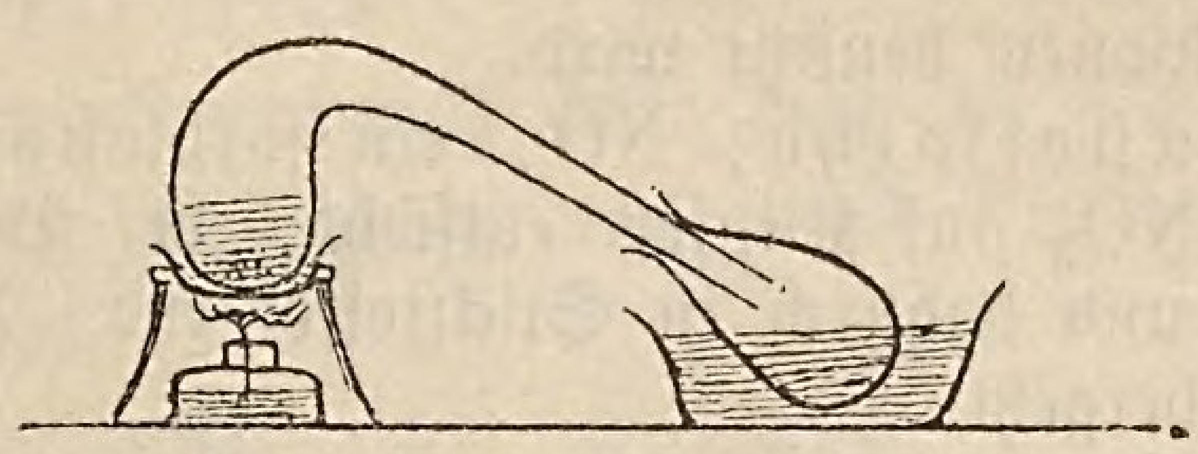
d) Verbindungen.

Trotz seiner schwachen Affinität bildet der N zahlreiche Verbindungen, von denen hier aber nur die wichtigsten zu besprechen sind.

1) Die Salpetersäure, HNO_3.

Versuche. Darstellung. Man übergießt in einer Retorte Natronsalpeter $NaNO_3$ mit Schwefelsäure H_2SO_4 und erhitzt vorsichtig im Sandbade; die emporsteigenden Dämpfe von HNO_3 verdichtet man in einer Vorlage durch Begießen mit kaltem Wasser, Fig. 16.

Fig. 16.



Eigenschaften. 1) Betrachtung der Salpetersäure in Bezug auf äußere Eigenschaften.

2) Konstatierung ihrer sauren Eigenschaften.

3) Einwirkung auf Wolle und tierische Gewebe.

4) Entfärbung von Indigolösung.

5) Einwirkung auf Kupfer und eine Legierung von Gold und Silber.

Gewinnung. Die Salpetersäure (Acidum nitricum) wird im großen durch Erhitzung von salpetersaurem Natrium und Schwefelsäure gewonnen: $NaNO_3 + H_2SO_4 = HNaSO_4 + HNO_3$.

Eigenschaften. Sie ist im reinen Zustande eine farblose, stechend riechende, an der Luft schwach rauchende und im höchsten

Grade ätzende Flüssigkeit, besitzt einen intensiv sauren Geschmack und rötet blaues Lackmuspapier sehr energisch. Die Haut, sowie überhaupt tierische Gewebe färbt sie hochgelb und wirkt auf sie zerstörend ein. Sie löst die Metalle, Gold und Platin ausgenommen, unter Bildung salpetersaurer Salze, $8HNO_3 + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$. Mit Wasser verdünnte Salpetersäure ist unter dem Namen Scheidewasser bekannt. Diesen Namen führt sie deshalb, weil sie Silber, nicht aber Gold löst, dieses also von jenem scheidet. Eine Mischung von 1 Tl. konzentrierte HNO_3 und 3 Tl. Salzsäure HCl nennt man Königswasser (Aqua regia), da diese auch Gold, den König der Metalle, auflöst. Die rauchende Salpetersäure ist eine dunkelrote, undurchsichtige Flüssigkeit.

Erkennung der Salpetersäure und ihrer Verbindungen. 1) Sie färbt Haut, Wolle und Seide gelb [1]).

2) Mit Kupfer zusammengebracht, entwickelt sie rote Dämpfe (in einem Reagensgläschen).

3) Versetzt man Salpetersäure oder die Lösung eines salpetersauren Salzes mit etwas Salzsäure, fügt dann soviel Indigolösung hinzu, daß die Flüssigkeit hellblau gefärbt erscheint und erhitzt hierauf, so verschwindet die blaue Farbe.

4) Erwärmt man ein trockenes Gemenge eines salpetersauren Salzes mit Kupferspänen, und gießt einige Tropfen Schwefelsäure dazu, so entweichen braunrote Dämpfe von NO_2.

Die weniger wichtigen Sauerstoffverbindungen des Stickstoffes: 1) das Stickstoffoxydul, N_2O, ein farbloses, süßlich schmeckendes Gas, das eingeatmet lachenerregend, berauschend und betäubend wirkt, weshalb es auch Lust- oder Lachgas heißt, und bei chirurgischen Operationen benützt wird.

2) Das Stickstoffoxyd, NO, ein farbloses Gas, das bei der Einwirkung von HNO_3 auf Kupfer entsteht, bei Berührung mit Luft mehr O aufnimmt und dadurch in Stickstoffdioxyd, NO_2, einen orangefarbigen Dampf, übergeht.

3) Die wasserfreie salpetrige Säure, N_2O_3, die mit

---

1) Es versteht sich von selbst, daß alle diese Reaktionen den Schülern vorzuführen sind. Die Erkennung der chemischen Stoffe durch einfache Reaktionen ist im Unterricht besonders zu betonen, damit die Schüler hierdurch in den Stand gesetzt werden, häufig vorkommende chemische Körper sicher voneinander zu unterscheiden. Bei der Bestimmung von Mineralien werden die so erworbenen analytischen Kenntnisse den Schülern wesentliche Dienste leisten. Man vergleiche hierüber die sehr empfehlenswerten „Tafeln zur Bestimmung der Mineralien mittels einfacher chemischer Versuche auf trockenem und nassem Wege“ von F. von Kobell. Wer sich eingehender mit der qualitativen chemischen Analyse beschäftigen will, dem kann als vorzügliches Werk empfohlen werden: Fresenius, Anleitung zur qualitativen chemischen Analyse; Braunschweig, Vieweg).

Wasser die salpetrige Säure bildet: $N_2O_3 + H_2O = H_2N_2O_4 = 2HNO_2$.

4) Das Stickstoffdioxyd (Untersalpetersäure), NO_2, ein orangefarbiger Dampf (s. 2).

2) Das Ammoniak, H_3N.

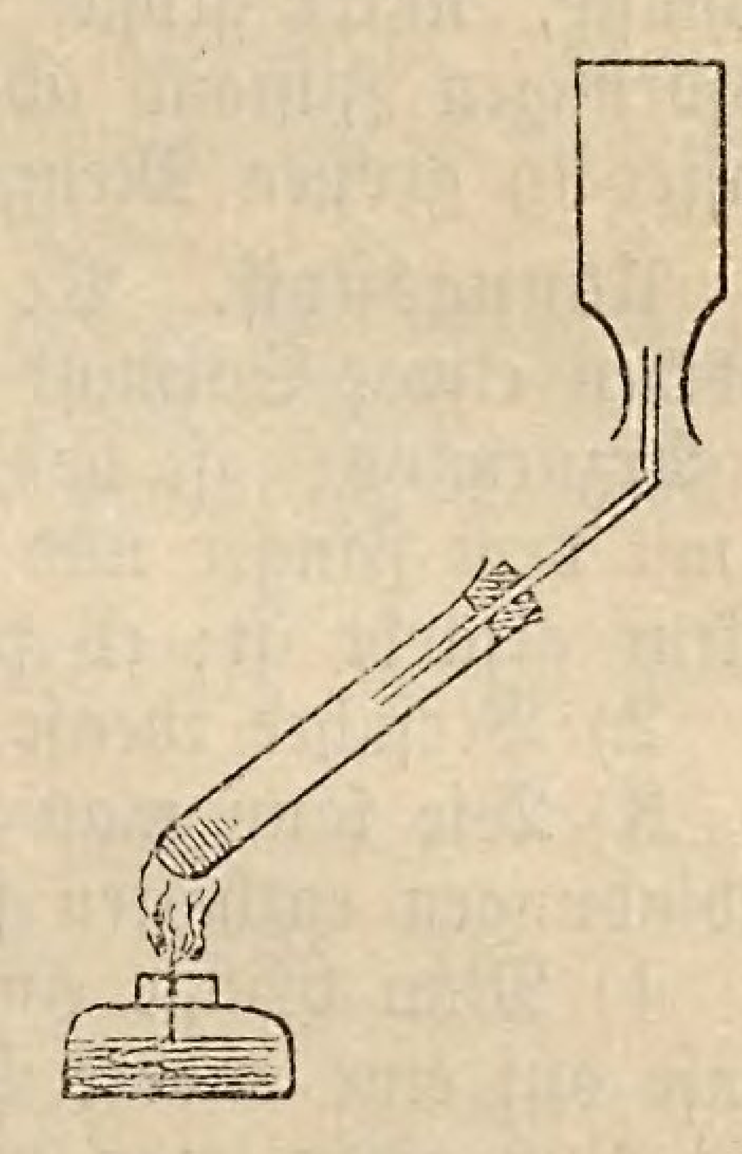
Beobachtung. An den Orten, an denen tierische, also stickstoffhaltige Stoffe in Fäulnis übergehen, z. B. in Stallungen, auf Düngerstätten, macht sich nicht selten ein stechend scharfer, zu Thränen reizender Geruch bemerkbar. Derselbe rührt von einem gasförmigen Stoffe her, den man Ammoniak nennt.

Versuche. Darstellung. 1) Man mischt Salmiak, Ätzkalk und Wasser in einem Becherglas und rührt die Mischung durcheinander: das sich entwickelnde, stark riechende Gas ist Ammoniak.

2) Man füllt einen Glaskolben (ein Probierröhrchen) zur Hälfte mit Ammoniakflüssigkeit, verschließt ihn mit einem durchbohrten Kork, in dessen Bohrung sich eine Gasleitungsröhre befindet, und erhitzt nun zum Sieden: es entweicht ein farbloses, stechend riechendes Gas, das Ammoniak.

Eigenschaften. Man wiederholt den Versuch 2) mit der Abänderung, daß man das entweichende Gas in einen Glascylinder (ein Arzneiglas) leitet, indem man denselben während der Füllung verkehrt über die Gasleitungsröhre (die man zweckmäßig mit einem Kautschukschlauche versehen kann) hält. Verschließt man hierauf den mit Gas gefüllten Cylinder mit der flachen Hand, taucht ihn umgekehrt und verschlossen in kaltes Wasser, so stürzt das Wasser in denselben und füllt ihn zum größten Teile aus, Fig. 17. Aus diesem Versuche geht hervor, daß Ammoniak leichter als die Luft ist (aus einem aufrecht stehenden Cylinder entweicht es) und von kaltem H_2O begierig verschluckt wird.

Fig. 17.



Darstellung. Ammoniak kann man darstellen: 1) durch Erhitzung von Ammoniakflüssigkeit und

2) durch Mischung von Salmiak, Ätzkalk und Wasser:

$$2NH_4Cl + CaH_2O_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3.$$

Eigenschaften. Das Ammoniak ist ein farbloses Gas von stechend durchdringendem, zu Thränen reizendem Geruch; dasselbe schmeckt ätzend und reagiert alkalisch. Im Wasser ist es außerordentlich löslich: ein Volumen Wasser absorbiert bei 0° 1050 Volumen dieses Gases. Die wässerige Lösung desselben führt die Namen Ammoniakflüssigkeit, kaustisches Ammoniak, Salmiak-

geist. Sie riecht wie das Gas, schmeckt ätzend laugenhaft und reagiert stark alkalisch.

Bildung. Das Ammoniak kann bis jetzt durch direkte Vereinigung von H und N nicht dargestellt werden. Wohl aber bildet es sich in dem Momente, in welchem die beiden Elemente aus anderen Körpern austreten und miteinander in Berührung kommen (in statu nascendi). Daher entsteht es überall da, wo stickstoffhaltige organische, also hauptsächlich tierische Stoffe in Fäulnis und Verwesung übergehen; auch bei der trockenen Destillation stickstoffhaltiger Substanzen bildet es sich.

Bedeutung des H_3N für die Pflanzen. Das durch die Fäulnis stickstoffhaltiger Substanzen sich bildende Ammoniak verbindet sich teils mit der in der Luft vorhandenen Kohlensäure zu kohlensaurem Ammonium, teils geht es durch Aufnahme von O in Salpetersäure über. Beide Körper sind höchst wichtige Nahrungsmittel der Pflanzen.

Benützung des H_3N. Es dient zur Vertilgung von Flecken, die durch Säuren verursacht sind, auch zur Beseitigung von Schmutz und Fettflecken, hauptsächlich aus wollenen Stoffen; es wird auch gegen Bienen- und Mückenstiche empfohlen. Ferner wird es in den Laboratorien viel gebraucht und findet in der Färberei sowie in verschiedenen anderen Gewerbszweigen Anwendung. Endlich sei noch angeführt, daß es auch zur Erzeugung von künstlichem Eis mittels sogenannter Eismaschinen benützt wird. Diese Anwendung beruht darauf, daß es sich zu einer Flüssigkeit verdichten läßt, die alsbald, wenn der Druck nachläßt, unter großer Kälteerzeugung (Wärmebindung) wieder in den gasförmigen Zustand übergeht. Diese Verdunstungskälte reicht hin, um Wasser in großen Mengen in Eis zu verwandeln.

Übungsstoff. Versuche. 1) Man erwärme in einem Reagensgläschen etwas Salmiak und gelöschten Kalk und halte über die Mündung ein Arzneiglas; ist dasselbe mit dem Gas gefüllt, so verschließe man es mit dem Finger und öffne es unter Wasser, das mit roter Lackmustinktur gefärbt ist; es füllt sich mit Wasser.

2) Verfahre ebenso mit Salmiakgeist!

3) Wie kann man prüfen, ob in irgend einem Pulver Ammoniakverbindungen enthalten sind?

4) Man bringe einen Tropfen Schwefelsäure auf blaues Tuch und ebenso auf eine andere Stelle einen Tropfen Salpetersäure. Was zeigt sich? Nun gieße man mehrere Tropfen Salmiakgeist auf beide Stellen! Welche Erscheinung tritt ein und wie erklärt sie sich?

Die atmosphärische Luft.

Unter Atmosphäre oder atmosphärischer Luft versteht man bekanntlich die die Erde umgebende gasförmige Hülle. Aus Versuchen wissen wir, daß etwa der 5. Teil ihres Volumens O ist.

Durch genaue Untersuchung (Eudiometer!) hat man die prozentische Zusammensetzung der Luft ermittelt und gefunden, daß in 100 Volumteilen atmosphärischer Luft enthalten sind:

	78,35	Volumteile	N (rund 79),
	20,77	„	O („ 21),
	0,84	„	Wasserdampf
und	0,04	„	Kohlensäure.

Außer diesen Stoffen enthält die Luft noch geringe Mengen von Ammoniak, häufig kleine Quantitäten von Ozon, Spuren von Mineralsalzen (z. B. Kochsalz), welche letzteren zum Teile dem Meerwasser entstammen, sowie Pilzsporen und Ansteckungsstoffe.

Die Luft zeigt, was ihren Gehalt an O und N betrifft, eine stets gleichbleibende Zusammensetzung. Diese Thatsache ist auffallend, da der Luft durch die zahllosen Verbrennungs- und Oxydationsprozesse, die in jedem Augenblicke auf der Erdoberfläche stattfinden, sowie durch die Atmung so vieler Millionen von Menschen, Tieren und Pflanzen, in jedem Moment ungeheure Quantitäten Sauerstoff entzogen und dafür große Mengen Kohlensäure und Wasserdampf zurückgegeben werden. Doch wird diese Erscheinung erklärlich, wenn wir bedenken, daß in den Pflanzen außer dem Prozesse der Atmung, der genau wie bei den Tieren, in der Aufnahme von O aus der Atmosphäre und in der Ausscheidung von CO_2 besteht, auch noch ein anderer Prozeß stattfindet, mit dem Aufnahme von CO_2 und Ausscheidung von O verbunden ist, der sogenannte Assimilationsprozeß. Am Tage verlaufen beide Prozesse nebeneinander, der erstere jedoch tritt zu dieser Zeit gegen den letzteren mehr zurück; während der Nacht findet nur Atmung statt. Der Assimilationsprozeß der Pflanzen ist es also, durch welchen die Luft immer wieder von neuem O erhält.

Von großer Bedeutung für unser Wohlbefinden ist gute, reine, sauerstoffreiche Luft. Man muß daher darauf bedacht sein, daß man immer solche einatme. Ganz besonders zuträglich ist uns die Waldluft.

Die hygienische Bedeutung der Waldluft ist in folgenden Eigenschaften begründet:

1) Sie zeichnet sich durch große Reinheit aus, indem sie frei ist von schädlichen Gasen und Dämpfen, Rauch, Ruß und Straßenstaub, und weniger Bakterienkeime enthält als die Stadtluft.

2) Die Waldluft ist, namentlich im Sommer, viel geringeren Temperatur-Extremen unterworfen und ist relativ feuchter als die benachbarte freie Landluft (Ausführung).

3) Die Luft im Walde und namentlich am Rande desselben ist ziemlich ozonhaltig. Dem Ozon der Luft aber werden gewisse Einwirkungen auf unser Wohlbefinden zuerkannt (nach Binz in Bonn wirkt es schlaferzeugend; nach Eyselein in Blankenburg hat es einen sehr günstigen Einfluß auf chronische Nervenkranke). Daraus erklärt sich die

Thatsache, daß oftmals mit Nervenkranken auffallend rasche Heilresultate in Wald- und Gebirgsluft erzielt werden.

4) Die Wälder gewähren Schutz gegen starke und rauhe Winde.

§. 13. Der Kohlenstoff, das Carbonium, C = 12.

a) Vorkommen.

1) Im freien Zustande: in drei allotropischen Zuständen: als Diamant, der vollkommen reiner und krystallisierter C ist[1]), sodann als Graphit, den man häufig ganz rein und auch krystallisiert findet und endlich als amorpher C in der Form von Anthracit, Steinkohle, Braunkohle und Torf.

2) Chemisch gebunden: α) als Kohlensäure, CO_2, in der Luft und in verschiedenen Mineralien (Kalkstein, $CaCO_3$, Magnesit, $MgCO_3$); β) als Kohlenwasserstoffe (Sumpfgas, H_4C, Petroleum, Erdharze); γ) als Bestandteil des Tier- und Pflanzenkörpers.

Kreislauf. Kohlensäure in der Luft; im Wasser gelöst, von den Pflanzenwurzeln aufgenommen; unter dem Einflusse des Sonnenlichtes zersetzt. Kohlenstoff assimiliert, Sauerstoff ausgeschieden; die Pflanzenstoffe dienen den Menschen und Tieren zur Nahrung; diese atmen wieder Kohlensäure aus; oder: die Pflanzenstoffe faulen und verwesen, und lösen sich damit in Kohlensäure (Wasser, Ammoniak und Schwefelwasserstoff) auf, die in die Luft übergeht.

b) Darstellung.

Versuche. 1) Erhitzung eines Stückchens Holz in einer Retorte.

2) Erhitzung eines Knochensplitters in einer Retorte.

3) Man halte über einen brennenden Span einen Trichter: es scheidet sich Ruß ab.

4) Man bedecke einen brennenden Holzspan nach und nach mit einem Reagensglase: es tritt Verkohlung ein.

Der amorphe C kann auch künstlich dargestellt werden, und

---

1) Das Problem, die künstliche Krystallisation des Kohlenstoffes und damit die künstliche Darstellung des Diamanten, das der Forschung lange unlösbar schien, ist in neuer Zeit gelöst worden: dem englischen Chemiker Hannay (1880) und dem französischen Moissan (1893) ist es gelungen, den Kohlenstoff zum Krystallisieren zu bringen. Der letztere hat flüssiges Gußeisen mit Kohlenstoff gesättigt (im „elektrischen Ofen" bei einer Temperatur von 3000°) und durch schnelle Abkühlung der äußeren Schicht (im Wasser) einen sehr hohen Druck im Inneren erzeugt (Gußeisen dehnt sich beim Erstarren aus!). Dabei schied sich der Kohlenstoff teils als kleine Diamantkrystalle, teils als Graphitschüppchen aus. Diese Versuche bestätigen die schon alte Theorie, daß die Umwandlung des C in die Form des Diamanten unter hoher Temperatur und sehr starkem Drucke erfolgte.

zwar dadurch, daß man organische, d. h. kohlenstoffhaltige Körper entweder bei gehemmtem Luftzutritte verbrennt oder bei gänzlichem Luftabschlusse erhitzt. Kienruß, Holzkohle, Coaks und Tierkohle werden auf diese Weise gewonnen. Nach dem Ursprunge des Kohlenstoffes unterscheidet man: animalische, vegetabilische und mineralische Kohle.

Die vegetabilische Kohle wird aus Holz gewonnen. Dasselbe besteht hauptsächlich aus H, O und C. Erhitzt man Holz bei gehemmtem Luftzutritte, so werden die beiden ersteren Elemente, als Wasser verbunden, ausgetrieben und der C bleibt als Rückstand. Dieser Vorgang, die Verkohlung, findet im großen bei der Gewinnung der Holzkohle in Meilern statt (Einrichtung!). Den Kienruß, eine Pflanzenkohle im feinverteilten Zustande, gewinnt man, indem man Kienholz, Teer, Harz bei ungenügendem Luftzutritte verbrennt und den entstehenden Rauch in lange Kanäle leitet, in denen er sich als Ruß absetzt (Buchdruckerschwärze, Tusche).

Die animalische Kohle erhält man durch Verkohlen von tierischen Stoffen, z. B. von Muskelfleisch, Haut, Horn, Knorpel, Knochengallerte, Blut (Glanzkohle, Blutkohle). Verkohlt man Tierknochen in gußeisernen Retorten, so erhält man eine feinverteilte Kohle, die man Knochenkohle (Beinschwarz, gebranntes Elfenbein, Spodium) nennt.

c) Eigenschaften.

Versuche. 1) In einem Reagensglase kocht man Rotwein oder Indigolösung einige Minuten lang mit Knochenkohle und filtriert. Das Filtrat ist farblos.

2) Schüttelt man Eau de Cologne einige Zeit mit Knochenkohle und filtriert dann über Kohlenpulver, so ist das Filtrat nahezu geruchlos.

α) Gemeinsame Eigenschaften der 3 allotropischen Modifikationen. Sie sind vollkommen geruch- und geschmacklos, unschmelzbar, bei Abschluß der Luft feuerbeständig und in allen bekannten Lösungsmitteln gänzlich unauflöslich (geschmolzenes Eisen ausgenommen). Bei Luftzutritt oder im reinen O erhitzt, verbrennen sie mehr oder weniger leicht zu Kohlensäure (Kohlendioxyd).

β) Besondere Eigenschaften der Pflanzen- und Tierkohle: 1) sie absorbiert und verdichtet in ihren Poren Gase, Dämpfe und Riechstoffe;

2) sie vermag aus Flüssigkeiten Farbstoffe und brenzliche Öle einzusaugen;

3) sie schützt gegen Fäulnis.

Anwendung. Die Kohle wird benützt: 1) als Entfärbungs- und Desinfektionsmittel (Zuckerraffination, Entfuselung des Wein-

geistes, Reinigung schlechten Trinkwassers); 2) als Mittel gegen die Fäulnis (Fleisch bestreut man mit Kohlenpulver, bei Seereisen bewahrt man das Trinkwasser in Fässern auf, die innen verkohlt sind, Pfähle, die in die Erde kommen, werden an ihrer Oberfläche verkohlt; 3) als Brennmaterial (Heiz- und Leuchtstoff, Schießpulver, Gewinnung der Metalle aus ihren Erzen); 4) zur Darstellung der Druckerschwärze und zur Bereitung von Tusch.

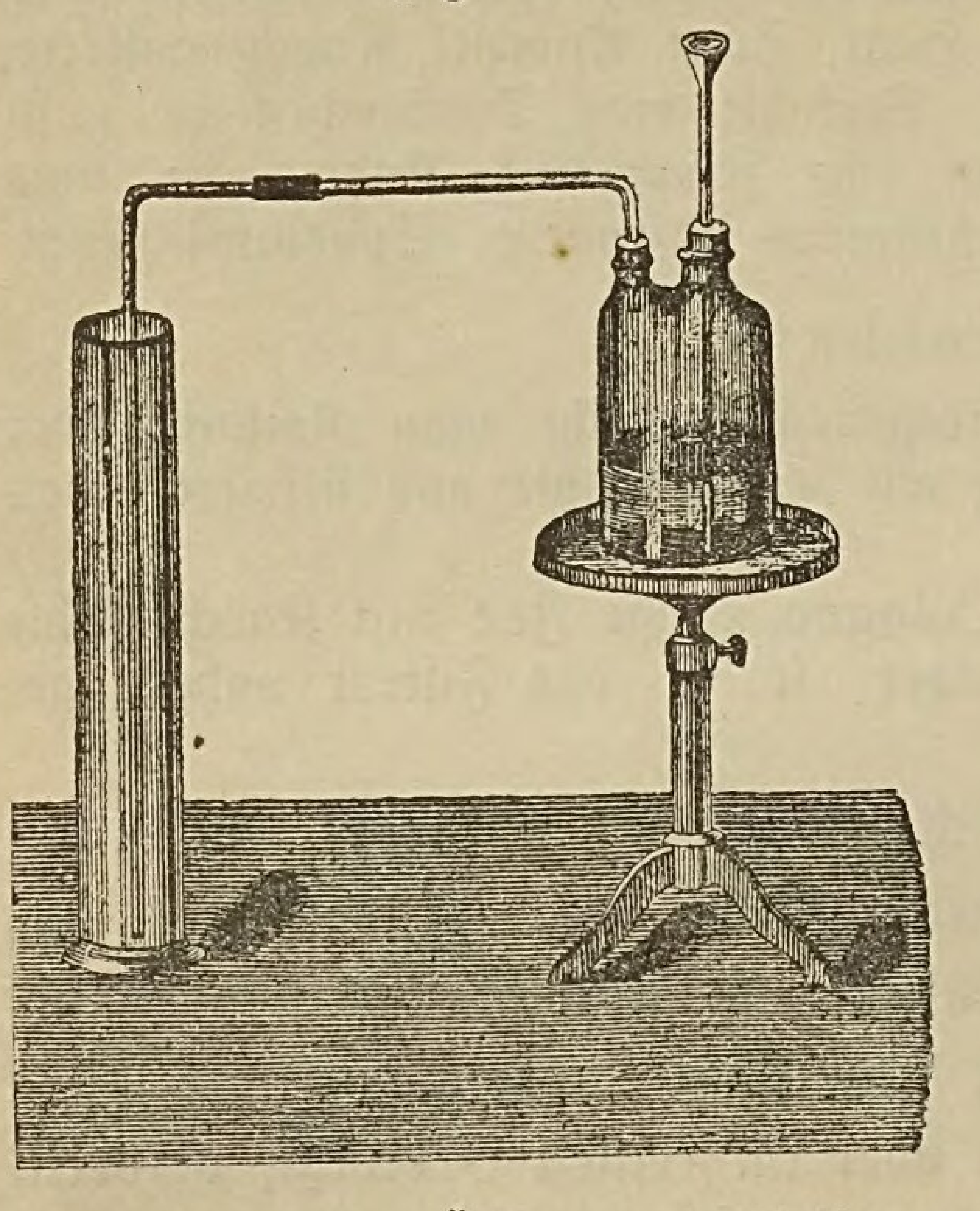
d) Verbindungen.

Der C bildet eine sehr große Anzahl von Verbindungen. Alle organischen Verbindungen insbesondere enthalten Kohlenstoff. Diese werden aber in der organischen Chemie besprochen. Hier wird nur einiger seiner wichtigsten Verbindungen gedacht.

1) Die Kohlensäure, CO_2.

Versuche. Darstellung. In einer Gasentwicklungsflasche (Woulfsche Flasche) übergießt man Kreidestückchen mit verdünnter Salzsäure oder mäßig konzentrierter Salpetersäure; das unter lebhaftem Aufbrausen entweichende Gas fängt man in der bekannten Weise über der pneumatischen Wanne auf, oder leitet es mittels einer Leitungsröhre bis auf den Boden eines vollkommen trockenen Glascylinders.

Fig. 18.



Eigenschaften. 1) Man halte in einen mit CO_2 gefüllten Cylinder einen Streifen blaues, feuchtes Lackmuspapier: er wird gerötet.

2) Man senke in eine mit CO_2 gefüllte Flasche ein brennendes Licht: es verlischt.

3) Man gieße in ein CO_2 enthaltendes Glas etwas H_2O, verschließe die Öffnung desselben mit dem Daumen und schüttele es einige Zeit lang: das Glas wird am Daumen hängen bleiben. Warum?

4) Man fange CO_2 in einem leeren Cylinder auf und prüfe den Inhalt desselben von unten nach oben mit einem brennenden Kerzchen.

5) Man lasse ein Kerzchen in einem leeren Cylinder brennen, gieße nun aus einem mit CO_2 gefüllten Gefäße dieses Gas in den Cylinder: die Flamme wird erlöschen.

6) Man leite in frisch bereitetes Kalkwasser Kohlensäure: es erfolgt sogleich Trübung und Niederschlag; man fahre mit dem Einleiten fort: der Niederschlag löst sich wieder auf, oder: man

schütte Kalkwasser in ein mit CO_2 gefülltes Glas; der entstandene Niederschlag löst sich allmählich wieder.

7) Man lasse Kalkwasser an der Luft stehen: es überzieht sich mit einem Häutchen.

Darstellung. 1) Durch Verbrennung von C oder kohlenstoffhaltigen Körpern in der Luft oder in reinem Sauerstoffe:

$$C + O_2 = CO_2.$$

2) Durch Zersetzung eines kohlensauren Salzes mittels einer Säure:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Eigenschaften. Die Kohlensäure (richtiger: das Kohlendioxyd) ist ein farbloses Gas von schwach säuerlichem Geruche und Geschmacke und $1^1/_2$ mal so schwer als die Luft. Dieselbe ist weder brennbar, noch unterhält sie die Verbrennung brennender Körper; auch den Atmungsprozeß vermag sie nicht zu unterhalten, weshalb Menschen und Tiere in ihr ersticken. Doch ist die Kohlensäure nicht giftig; wir genießen sie sogar mit wohlthuender Wirkung auf den Magen in gewissen Getränken (Selterser Wasser, Bier). Die Kohlensäure ist im H_2O in bedeutender Menge löslich; Wasser, das CO_2 absorbiert enthält, besitzt einen säuerlich prickelnden, erfrischenden Geschmack und färbt blaues Lackmuspapier nach Art der Säuren rot. Man nimmt daher an, daß das Kohlensäure-Gas, CO_2, mit Wasser eine Säure bilde, nämlich: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$, die indessen isoliert nicht bekannt ist. Aus klarem Kalkwasser scheidet CO_2 unter milchiger Trübung einen festen Körper, kohlensauren Kalk, ab ($CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$), eine Eigenschaft, die man vorzugsweise zu ihrer Erkennung benützt. Der kohlensaure Kalk ist in Wasser, das freie Kohlensäure enthält, löslich; es geht nämlich das normale kohlensaure Ca in saures kohlensaures Ca über, das sich im H_2O löst ($CaCO_3 + CO_2 + H_2O = CaH_2(CO_3)_2$). Durch starken Druck (35 atm.) läßt sich die CO_2 zu einer Flüssigkeit verdichten (flüssige Kohlensäure), die nach Entfernung des Druckes rasch verdampft und dadurch eine sehr große Kälte (—79°) erzeugt, wobei ein Teil der Flüssigkeit erstarrt (feste Kohlensäure).

Erkennung der CO_2 und ihrer Verbindungen. 1) Die CO_2 trübt Lösungen von Calciumhydroxyd durch Bildung unlöslicher Verbindungen: $CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$.

2) Die kohlensauren Salze entwickeln bei Gegenwart von Säuren unter Aufbrausen CO_2 : $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$.

Bedeutung der Kohlensäure im Haushalte der Natur. 1) Sie liefert den Pflanzen den ihnen unentbehrlichen Kohlenstoff. Diese nehmen dieselbe durch Wurzeln und Blätter auf, assimilieren den C und scheiden den O aus ($CO_2 = C + O_2$).

2) Sie steigert die auflösende Kraft des Wassers und bewirkt dadurch, daß verschiedene mineralische Nährstoffe der Pflanzen in Lösung gebracht werden, so verschiedene Carbonate (z. B. kohlensauren Kalk, den sie in doppelt kohlensauren Kalk überführt: $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = CaH_2(CO_3)_2$), Phosphate (z. B. $Ca_3(PO_4)_2$) und Silikate.

3) Dadurch, daß sie die auflösende Kraft des Wassers steigert, trägt sie viel zu Zersetzungen und Neubildungen von Gesteinen bei (Thon, Lehm, Tropfstein).

Anwendung. Durch Einpressen von CO_2 in Wasser oder in Limonade stellt man die künstlichen Mineralwässer, Säuerlinge, moussierende Limonaden dar (Liebigscher Gaskrug). Die flüssige Kohlensäure, welche fabrikmäßig dargestellt und in schmiedeeisernen Flaschen versandt wird [1]), benützt man zur Konservierung und zum Ausschank des Bieres, zum Treiben von Maschinen, zur Erzeugung künstlichen Eises 2c.

Bildung. Kohlensäure entsteht: 1) bei der Verbrennung, Verwesung und Fäulnis organischer Körper, sowie beim Atmen der Menschen und Tiere ($C + O_2 = CO_2$).

2) Bei der Gärung zuckerhaltiger Pflanzensäfte (die geistige Gärung ist die Zersetzung gärungsfähiger Zuckerarten in Alkohol und Kohlensäure: $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$).

3) Durch Einwirkung der Hitze auf kohlensaure Salze (Kalkbrennen: $CaCO_3 = CaO + CO_2$).

4) Durch Einwirkung starker Säuren auf kohlensaure Salze ($CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O + CO_2$ oder $CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2$).

5) Durch gewisse, im Erdinnern vor sich gehende vulkanische Prozesse (Hundsgrotte bei Neapel).

Vorkommen. Im freien Zustande kommt CO_2 in der Natur, vor allem in der atmosphärischen Luft vor, die dem Volumen nach c. 0,04⁰/₀ derselben enthält; größere Mengen sammeln sich in geschlossenen Räumen an, wo viele Menschen atmen (Notwendigkeit der Ventilation, auch in Schulzimmern) oder wo Verbrennungs-, Verwesungs- und Gärungsprozesse stattfinden. An gewissen Stellen der Erde strömen aus Ritzen und Spalten große

---

1) Zu Experimenten mit flüssiger und fester Kohlensäure, die aber alle die größte Vorsicht erfordern, eignen sich besonders Flaschen zu 2 kg Inhalt, wie sie von der „Aktien-Gesellschaft für Kohlensäure-Industrie" in Berlin geliefert werden.

Quantitäten Kohlensäure (Hundsgrotte bei Neapel, Mofetten). Viele Quellen enthalten reichliche Mengen von diesem Gase absorbiert und werden dann Säuerlinge oder Sauerbrunnen genannt; geringe Mengen desselben kommen in allem Brunnen- und Quellwasser vor. Mit anderen Körpern chemisch verbunden, bildet die CO_2 verschiedene Mineralien (Seite 42).

Vorsichtsmaßregel beim Betreten von Räumen, in denen bedeutende Mengen CO_2 angehäuft sind. Die CO_2 bildet sich bei sehr vielen Vorgängen und ist irrespirabel. Aus diesem Grunde können leicht Unglücksfälle entstehen, wenn sich Menschen in Räume begeben, in denen viel CO_2 enthalten ist. Dies gilt namentlich von Kellern, in denen Wein und Bier gärt [1]). Um solche Räume vor dem Betreten auf die Beschaffenheit der darin enthaltenen Luft zu prüfen, senkt man in dieselben eine brennende Kerze oder wirft brennendes Stroh hinein. Falls Kerze oder Stroh verlöschen, so ist die Luft so reich an CO_2, daß der Raum nicht ohne Gefahr betreten werden kann. Die in solchen Räumen angehäufte CO_2 entfernt man, wenn es angeht, durch Ventilation, oder durch Körper, welche die CO_2 binden, wie gelöschten Kalk, Ammoniakflüssigkeit.

Die Beschaffenheit der Luft in den Schulräumen hat auf das physische Befinden des Lehrenden und der Lernenden großen Einfluß. Zur Bestimmung des Kohlensäuregehaltes der Luft erweist sich äußerst praktisch: Wolperts Luftprüfer.

2) Das Kohlenoxyd, CO.

Beobachtung. Der untere Teil von Lichtflammen ist häufig schön blau; über brennenden Kohlenmassen beobachtet man nicht selten bläuliche Flämmchen. Diese Erscheinungen rühren von einem Körper her, der Kohlenoxyd, CO, heißt.

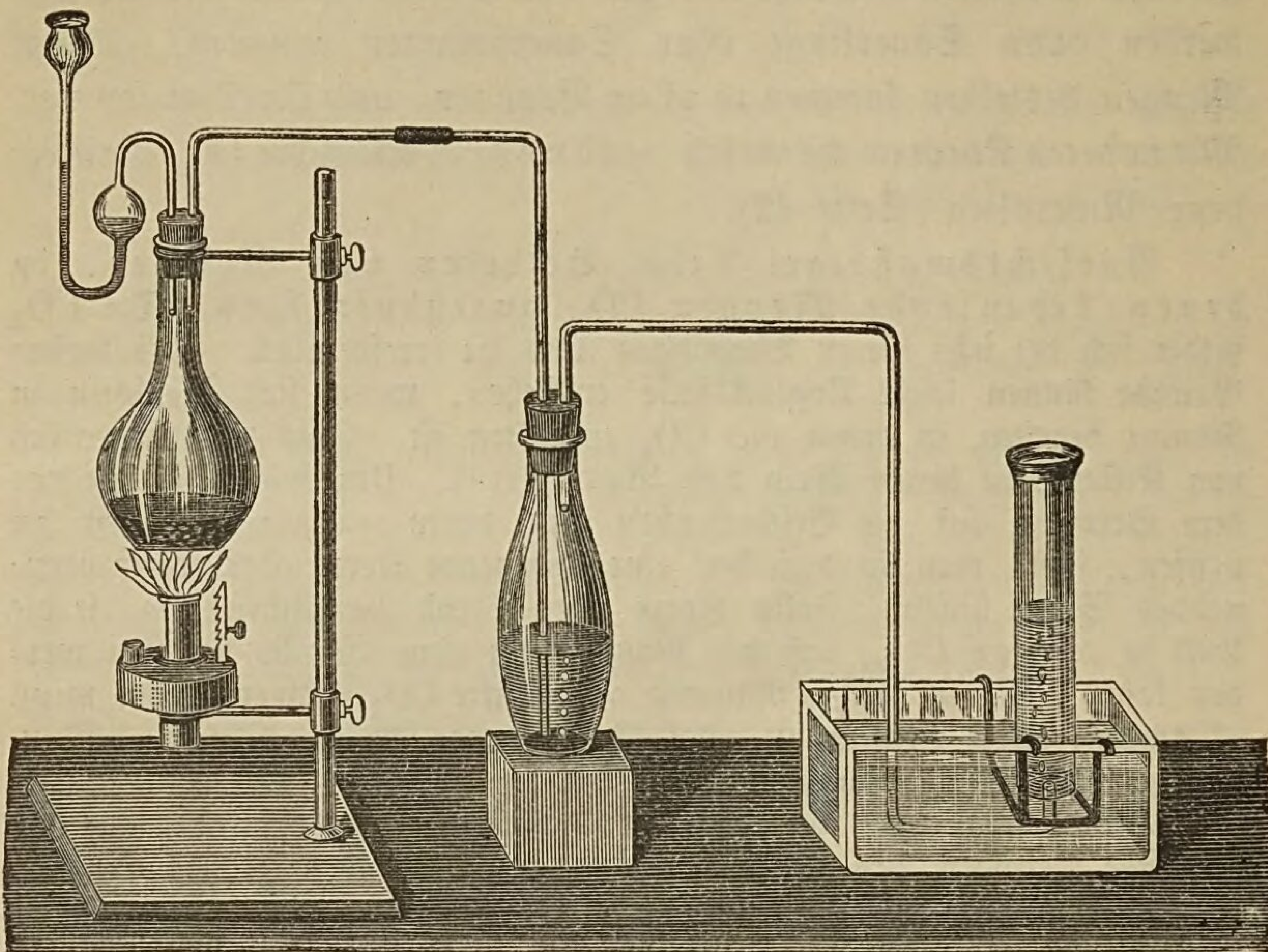
Versuche. Darstellung. In eine Kochflasche bringt man Kleesäure und konz. Schwefelsäure (Gewichtsverhältnis etwa 1 : 6). Die Flasche verbindet man mit der einen Öffnung einer doppelt tubulierten Waschflasche, die mit Kalkwasser oder Kali- oder Natronlauge gefüllt ist und führt aus der anderen eine Gasleitungsröhre in die pneumatische Wanne. Hierauf erhitzt man die Kochflasche und fängt das sich entwickelnde Gas auf die bekannte Weise auf. Dieses Gas ist Kohlenoxyd; die Kohlensäure wird in der Waschflasche zurückgehalten, Fig. 19.

Eigenschaften. Ist nach dem vorigen Versuche der Cylinder ganz gefüllt, so nimmt man ihn von der Brücke weg, hält ihn mit seiner Mündung nach unten und nähert derselben ein brennendes Licht: das Kohlenoxyd brennt mit rein blauer, schwach leuchtender Flamme.

---

1) Dr. Bender fand, daß auch beim Lagern des Obstes im Inneren eine Gärung stattfindet, bei der als gasförmiges Produkt Kohlensäure auftritt. Daher ist in Räumen, welche zur Ablagerung von Äpfeln und Birnen dienen, hierauf die nötige Rücksicht zu nehmen. Namentlich darf in Schlafzimmern nie Obst aufbewahrt werden.

Fig. 19.



Das Kohlenoxyd ist ein farb- und geruchloses Gas, welches mit blauer Flamme zu CO_2 verbrennt. Es kann das Atmen nicht unterhalten, ist sogar positiv schädlich, wie ein Gift. In geringer Menge eingeatmet, verursacht es Kopfschmerzen, in größerer Menge Bewußtlosigkeit und zuletzt den Tod.

Das Kohlenoxydgas bildet sich überall da, wo Kohle bei ungenügendem Luftzutritte verbrennt, also in einer offenen Kohlenpfanne oder in Öfen mit geschlossenen Klappen und offnen Schürthüren.

Die glühenden Kohlen eines Kohlenbeckens erlöschen allmählich an ihrer Oberfläche, bedecken sich mit Asche, so daß die Luft nur in ungenügender Menge zu den darunter liegenden glühenden Kohlen gelangen kann.

Wird die Klappe eines Ofenrohres, während noch glühende Kohlen auf dem Feuerherde vorhanden sind, geschlossen, so hat die Luft des Ofens keinen rechten Zug, und oxydiert deshalb die Kohle nur unvollkommen. Das entstehende Kohlenoxydgas entweicht, da es keinen anderen Ausweg findet, durch die Ofenthüre, verbreitet sich in der Zimmerluft und verursacht so häufig Todesfälle („Erstickung oder Vergiftung durch Kohlendunst"; Belebungsversuche!)

3) Das Sumpfgas, H_4C.

Beobachtung. In Sümpfen entwickelt sich häufig ein Gas, das man aus denselben nicht selten in kleinen Bläschen aufperlen sieht, wenn man den Schlamm aufrührt. Aus manchen steigt es in solcher Menge auf, daß man es in wassergefüllten Cylindern, die man im Wasser des Sumpfes umkehrt, auffangen kann. Dieses Gas heißt Sumpfgas.

Fig. 20.



Versuche. Darstellung. Man erhitzt in einer Glasflasche (in einem Reagensröhrchen) starken Essig mit einer Mischung von Kalk und kaustischem Natron. Das sich entwickelnde Gas fängt man in gewöhnlicher Weise über Wasser auf (benützt man bei diesem Versuche ein Probierröhrchen, so kann man das Gas sofort auf seine Brennbarkeit prüfen), Fig. 20.

Eigenschaften. 1) Einen mit Sumpfgas gefüllten Cylinder hält man verkehrt mit der Mündung nach unten und nähert letzterer ein an einem Drahte befestigtes Licht: das Gas entzündet sich und brennt mit schwach leuchtender Flamme.

2) Man füllt einen Cylinder nur zu $^1/_3$ mit Sumpfgas und die übrigen $^2/_3$ mit O. Entzündet man hierauf das Gemenge, so explodiert dasselbe. Eine solche Explosion erfolgt auch, wenn man den Cylinder nur zum 11. Teil mit Sumpfgas füllt und für das übrige Wasser Luft einsteigen läßt.

Das Sumpfgas (der leichte Kohlenwasserstoff), H_4C, ist ein farb- und geruchloses, mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme brennendes Gas. Mit dem doppelten Volumen O oder dem zehnfachen Volumen atm. Luft gemengt, bildet es ein explodierbares Gasgemenge, das angezündet mit starkem Knalle verbrennt.

Das Sumpfgas bildet sich 1) durch den Verwesungs- und Fäulnisprozeß organischer Substanzen. Es findet sich daher in Steinkohlenlagern, da der die Bildung der Steinkohlen bedingende Prozeß nichts anderes als eine Zersetzung pflanzlicher Stoffe ist. Auch in stehenden Gewässern und Sümpfen entsteht dieses Gas, weil sich hier faulende pflanzliche Stoffe zersetzen.

In Höhlungen von Steinkohlen-Flözen comprimiert, verbreitet es sich durch Öffnungen derselben in die Gruben und Stollen der Bergwerke. Hier mischt es sich mit der atm. Luft und macht diese explosiv. Solche Mischungen von Sumpfgas und Luft nennt man schlagende Wetter oder feurige Schwaden. Betritt man die mit derartigem Gasgemenge erfüllten Räume mit offenen Grubenlichtern, so entzündet sich dasselbe und verbrennt mit solcher Heftigkeit, daß meistens die betreffende Bergwerksstrecke einstürzt, wodurch die darin anwesenden Arbeiter erschlagen oder lebendig begraben werden. Leider hat die Geschichte des Kohlenbergbaues viele solcher beklagenswerten Unglücksfälle

zu verzeichnen. Dieselben führten zur Entdeckung der Sicherheitslampe. Die Davysche Sicherheitslampe besteht aus einer gewöhnlichen Öllampe, die rings mit einem dichten Drahtnetz umgeben ist. Kommt man mit einer solchen Lampe in eine Grube, die das oben genannte explosive Gasgemenge enthält, so tritt dieses durch die Öffnungen des Gitters in das Innere der Lampe, entzündet sich hier an der Lampenflamme und brennt mit blauer Flamme. Diese Flamme pflanzt sich aber nicht nach außen fort, weil sie beim Durchgange durch die Maschen des Drahtnetzes so sehr abgekühlt wird, daß sie erlischt. Sobald der Arbeiter im Innern der Grubenlampe die blaue Flamme merkt, muß er sich schleunigst entfernen, denn das Drahtnetz verliert seine abkühlende Wirkung, wenn es durch die größere Flamme im Innern heiß und glühend wird.

2) Bei der trocknen Destillation organischer Körper, z. B. der Holz- und Steinkohle, weshalb es ein Bestandteil des Leuchtgases ist.

4) Das Äthylēn, H_4C_2.

Versuch. In einen Glaskolben bringt man 1 Vol. Alkohol und 3 Vol. konz. H_2SO_4, schüttelt gut und fügt soviel Quarzsand hinzu, daß ein dicker Brei entsteht. Hierauf setzt man einen Kork mit einer Gasleitungsröhre auf, die man in die pneumatische Wanne führt, erhitzt im Sandbade und fängt das sich entwickelnde Gas auf.

Der auf diese Weise erhaltene Körper ist ein farbloses Gas von eigentümlichem Geruche, das sich, mit einem brennenden Körper berührt, entzündet und mit heller, leuchtender, unserem Kerzenlichte gleichender Flamme brennt. Mit Cl vereinigt es sich zu einer flüchtigen ölartigen Flüssigkeit. Dieser Eigenschaft wegen führt es auch den Namen ölbildendes Gas. Wie das Sumpfgas, so bildet sich auch das Äthylēn bei der trocknen Destillation organischer Körper.

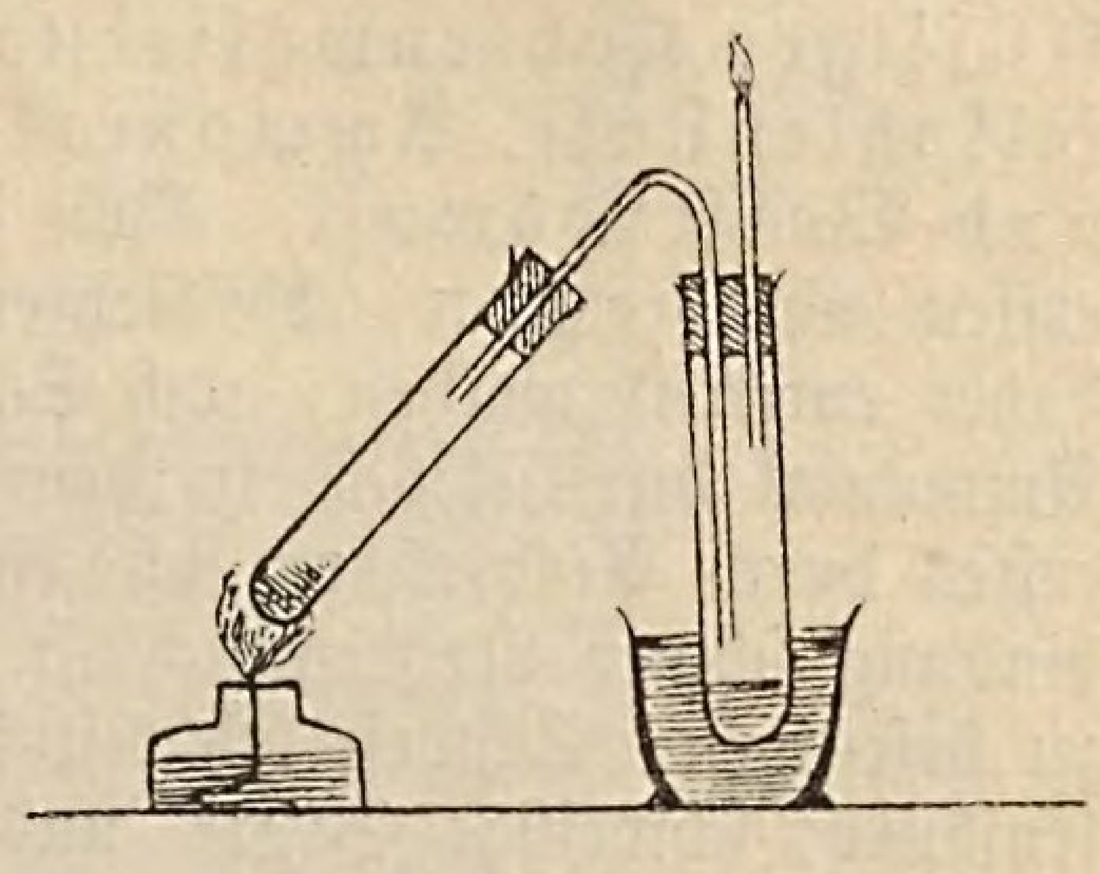
Das Leuchtgas.

Das in größeren Städten zur Beleuchtung dienende und daher Leuchtgas genannte Gas ist der Hauptsache nach ein Gemenge der zwei soeben besprochenen gasförmigen Körper: des leichten und schweren Kohlenwasserstoffes. Dieses Gasgemenge wird erhalten, wenn man kohlenstoffreiche organische Stoffe, wie Steinkohlen, Holz, Harz, Fett, Öl, Petroleum u. a. m. bei Abschluß von Luft einer hohen Temperatur aussetzt (trocken destilliert).

Versuche. Um die Bildung gasförmiger, brennbarer Produkte aus den soeben genannten Stoffen zur unmittelbaren Anschauung zu bringen, kann man die folgenden Versuche anstellen.

1) Man füllt eine an einem Ende geschlossene Röhre aus schwer schmelzbarem Glase zur Hälfte mit Sägespänen, oder zerstoßenen fetten Steinkohlen und verschließt das andere Ende mit einem Korke, in welchem eine zu einer feinen Spitze ausgezogene Glasröhre steckt. Erhitzt man dieses in einem Halter passend befestigte Rohr durch die Flamme einer Lampe, so entweicht bald ein Gas, das sich anzünden läßt und mit leuchtender Flamme brennt. Auch der in Fig. 21 abgebildete einfache Apparat kann hiezu verwendet werden.

Fig. 21.



2) Man bringt ein Stück eines Stearinlichtes in einen Porzellantiegel und erhitzt denselben; bald entweichen große Mengen Gas, die sich entzünden und mit stark leuchtender Flamme brennen.

Das auf diese Weise entstehende Gas wird nach der Substanz, die zu seiner Darstellung dient, benannt, also: Steinkohlengas, Holzgas, Harzgas, Ölgas, Petroleumgas. Von diesen ist es hauptsächlich das Steinkohlengas und das Holzgas, die zur künstlichen Beleuchtung benützt werden.

α) Das Steinkohlengas.

Produkte der Steinkohlendestillation. Die Steinkohlen bestehen nicht bloß aus Kohlenstoff; sie enthalten neben demselben stets noch eine gewisse Menge Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefelkies. Daraus geht hervor, daß aus ihnen, wenn man sie bei Luftabschluß erhitzt, die verschiedensten Produkte hervorgehen müssen. In der That erhält man durch trockene Destillation der Steinkohlen vier verschiedene Produkte: Coaks, Ammoniakwasser, Teer und rohes Leuchtgas. Coaks nennt man die zurückbleibende grauschwarze, poröse Kohle, die als Brennmaterial verwendet wird; aus dem ammoniakalischen Wasser werden Ammoniakverbindungen dargestellt; der Teer ist eine dicke, zähe, braune Flüssigkeit von sehr komplicierter und wechselnder Zusammensetzung; er findet Anwendung zum Brennen, zum Anstreichen von Holz, zur Darstellung der Paraffinkerzen und Anilinfarben[1]). Das rohe Leuchtgas endlich ist ein Gemenge ver-

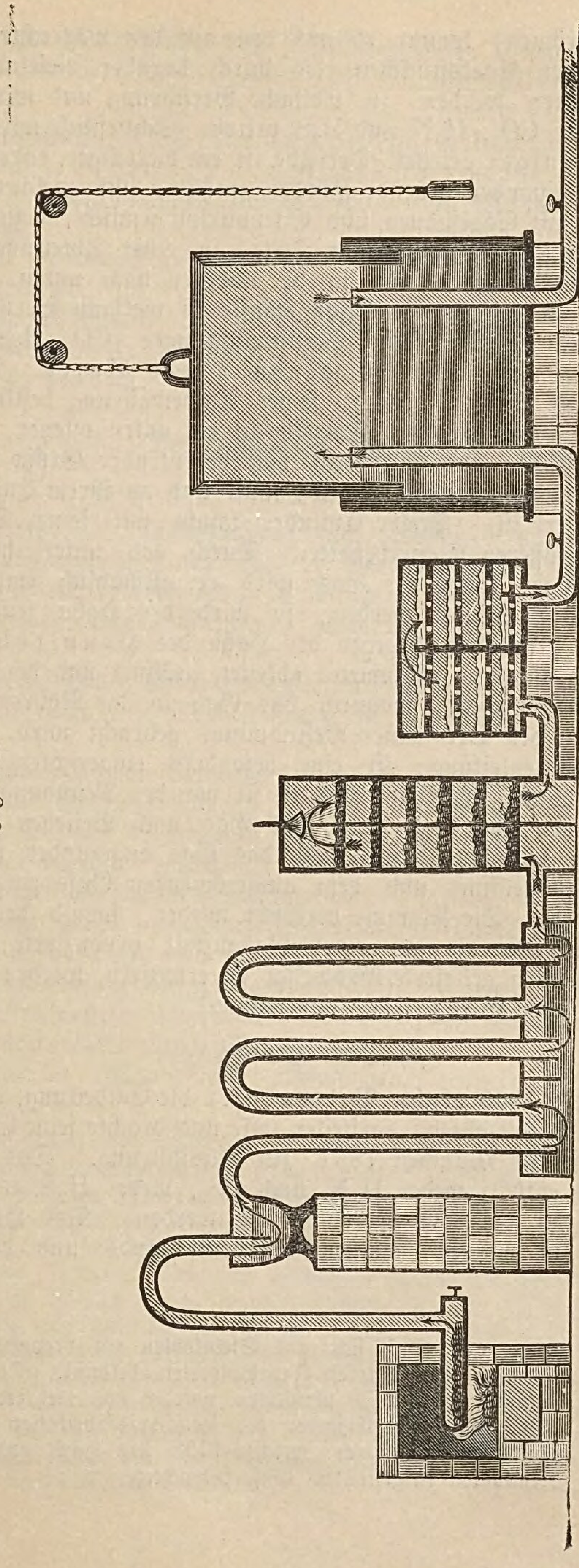
1) Am Teer zeigt sich recht deutlich, welch glänzende Erfolge das seit Jahren in allen Zweigen der chemischen Technik sich geltend machende Bestreben, die bei der fabrikmäßigen Darstellung chemischer Stoffe erhaltenen und ursprünglich nutzlosen Nebenprodukte weiter zu verarbeiten, aufzuweisen hat („Gold aus Abfällen"). Aus dem schmutzigen Teer zaubert man wertvolle Farben aller Nüancen hervor (Anilinfarben), die an Glanz und Pracht mit den Farben des Regenbogens und des Spektrums wetteifern; aus ihm gewinnt man auch wichtige Desinfektionsmittel und Antiseptika (Carbol- und Salicylsäure), sowie schätzbare Arzneimittel (das von Knorr entdeckte Antipyrin, das Ace-

schiedener luftförmiger Körper und enthält hauptsächlich: Äthylen, Sumpfgas, Kohlenoxydgas, Wasserstoff, Dämpfe der flüssigen Kohlenwasserstoffe, Schwefelwasserstoff, Schwefelkohlenstoff, Ammoniak, Kohlensäure, schweflige Säure und Wasserdämpfe. Von diesen luftförmigen Körpern sind nur die ersten acht brennbar, die letzten drei sind nicht brennbar; sie müssen daher entfernt werden; auch Schwefelkohlenstoff, Schwefelwasserstoff und Ammoniak dürfen nicht in dem Gasgemenge bleiben, weil die beiden ersten durch Verbrennen schweflige Säure liefern und die letzte Verbindung schwer verbrennlich ist. Aus dem rohen Leuchtgas sind also zu beseitigen: Schwefelkohlenstoff, Schwefelwasserstoff, Ammoniak, Kohlensäure, schweflige Säure und Wasser. Das von diesen Bestandteilen befreite, das gereinigte Leuchtgas ist hiernach wesentlich ein Gemenge der fünf ersten Produkte.

Gang bei der Fabrikation von Leuchtgas aus Steinkohlen. In den Öfen der Gasanstalt liegen ungefähr 2 m lange und 0,3—0,5 m weite röhrenförmige Gefäße aus Eisen oder Thon, sogenannte Retorten. Dieselben sind über dem Feuerraume der Öfen in horizontaler Lage so eingemauert, daß sie das Feuer von allen Seiten umspielen kann. Nachdem die Retorten mit fetten Steinkohlen (Gaskohlen) gefüllt sind, werden sie durch einen Deckel verschlossen und in Rotglühhitze versetzt. Bei dieser Temperatur vereinigen sich die Elemente der Steinkohlen zu den oben genannten luftförmigen Produkten. Um diese aufzufangen, führt aus jeder Retorte ein weites Rohr senkrecht aufwärts und mündet in einen horizontal liegenden Cylinder, die sogenannte Teervorlage (Hydraulik), welche ungefähr bis zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. In diesem Cylinder schlägt sich ein großer Teil des bei der trockenen Destillation entstandenen Teeres nieder. Von den nachfolgenden luftförmigen Körpern gedrängt, verlassen die in der Vorlage nicht verdichteten Destillationsprodukte, die eine Temperatur von 50—60° haben, dieselbe und gelangen durch ein Rohr in eine Reihe vertikaler Röhren, die sich auf einem viereckigen, mit Wasser gefüllten Kasten befinden. Man nennt diese den Kühlapparat, Verdichter oder Kondensator. Indem das Gas gezwungen wird, durch sämtliche Röhren, die durch die Luft oder durch darüber hinrieselndes Wasser abgekühlt werden, zu strömen, wird seine Temperatur auf 15—12° erniedrigt. Bei dieser Abkühlung verliert das Gas fast sämtlichen Teer, auch einen Teil Ammoniak, das vom Wasser absorbiert wird. Die so erhaltene Flüssigkeit fließt in einen ringsum verschlossenen eisernen Behälter ab, wohin eine Röhre auch die kondensierte Flüssigkeit aus der Vorlage führt. Aus dem Verdichter tritt das gekühlte Gas in einen bis zu 10 m hohen eisernen Kasten, der mit horizontalen, durchlöcherten Holzböden durchschossen und durch eine aufrechte Scheidewand in zwei Hälften geteilt ist, in den sogenannten Wascher. Indem das Gas genötigt ist, in der einen Hälfte desselben aufwärts und in der anderen

tanilid oder Antifebrin, das Phenacetin), selbst das in neuerer Zeit viel genannte Saccharin entstammt dem Steinkohlenteer.

Fig. 22.



Ofen. Kühler. Wascher. Reiniger. Gasometer.

abwärts zu strömen, kommt es mit den auf den wagrechten Scheidewänden liegenden Coaksstückchen, die durch darüber rieselndes Wasser stets kalt erhalten werden, in vielfache Berührung und wird hiedurch von einem Teile CO_2, H_3N und H_2S befreit. Schließlich wird das Gas durch den Reiniger geleitet. Derselbe ist ein viereckiger, eiserner Kasten, der 4—5 übereinander liegende Hürden enthält, auf welchen sich gelöschter Kalk, mit Sägespänen und Eisenvitriol gemischt, befindet. Das Gas muß, ähnlich wie im vorigen Teile, in einer Abteilung des Reinigers nach oben strömen und in der anderen nach unten. Auf diese Weise kommt es mit der Reinigungsmasse in vielfache Berührung und verliert hiedurch den Rest seiner Verunreinigungen: CO_2, H_2S und H_3N.

Ansammlung und Verwendung des Gases. Das gereinigte Gas tritt nun in den zu seiner Aufbewahrung bestimmten Behälter, in den Gasometer. Derselbe ist ein unten offener, oben verschlossener Cylinder aus Eisenblech von bedeutender Größe und hängt an einer Kette, die über zwei Rollen läuft und an ihrem Ende mit Gewichten beschwert ist. Dieser Cylinder taucht mit seiner Öffnung in einen etwas größeren Wasserbehälter. Durch das unter ihn tretende, aus dem Reiniger kommende Gas wird er allmählich emporgehoben. Soll das Gas verwendet werden, so wird der Hahn jener Zuleitungsröhre geschlossen, dagegen der Hahn des Hauptrohres, welches das Gas aus dem Gasometer ableitet, geöffnet und der Gasometer mit Gewichten beschwert, wodurch das Gas in die Röhrenleitung getrieben und an den Ort seiner Bestimmung gebracht wird. Hier, am Ende der Röhrenleitung, ist eine besonders eingerichtete Mündung, Brenner genannt, angefügt; auch ist sie vor der Mündung mit einem Hahne versehen, der dazu dient, das Gas nach Belieben ausströmen zu lassen oder zurückzuhalten. Soll das Gas angezündet werden, so wird der Hahn geöffnet und dem ausströmenden Gase ein brennender Körper genähert. Die Flamme verlöscht wieder, sobald der Hahn zugedreht wird. Um die auf einer Gasanstalt produzierte, sowie die einem Konsumenten gelieferte Gasmenge zu ermitteln, werden sogenannte Gasuhren oder Gaszähler angewandt [1]).

β) Das Holzgas.

Im Jahre 1849 machte Pettenkofer die Entdeckung, daß sich aus Holz vorzügliches Leuchtgas darstellen lasse und brachte seine Erfindung in dem Bahnhofe zu München 1851 zur Ausführung. Das aus Holz bereitete Gas enthält weder H_3N, noch CS_2, weder H_2S, noch SO_2, es braucht also nur von CO_2 gereinigt zu werden. Das Holzgas wird vorzugsweise in einigen Städten Süddeutschlands und der Schweiz benützt.

---

1) Geschichtliches. Daß sich aus Steinkohlen ein brennbares Gas gewinnen lasse, war schon seit mehreren Jahrhunderten bekannt. Die ersten Versuche, diese Beobachtung praktisch zu verwerten, wurden von mehreren fast gleichzeitig gemacht. Der eigentliche Erfinder der Leuchtgasfabrikation (aus Steinkohlen) ist der Engländer Murdoch, welcher 1792 sein Haus und seine Werkstätte mit aus Steinkohlen dargestelltem Gase beleuchtete.

Das zur Beleuchtung von Eisenbahnwägen benützte Gas ist Ölgas, das aus den schweren Ölen bei der Paraffinfabrikation erhalten wird [1]).

Übungsstoff. 1) Gesundheitsregeln in Bezug auf Kohlensäure, Kohlenoxyd und atmosphärische Luft!

2) Die Wechselwirkung zwischen Tier- und Pflanzenwelt in Bezug auf die Luft!

3) In welcher Weise läßt sich mit Kalkwasser Zimmerluft auf ihre Reinheit prüfen?

4) Die Thätigkeit des kohlensäurehaltigen Wassers in der Natur!

5) Welche Vorsichtsmaßregeln sind beim Gebrauche von Leuchtgas zu beachten?

§. 14. Der Schwefel, Sulfur, S = 32.

a) Eigenschaften und Benützung.

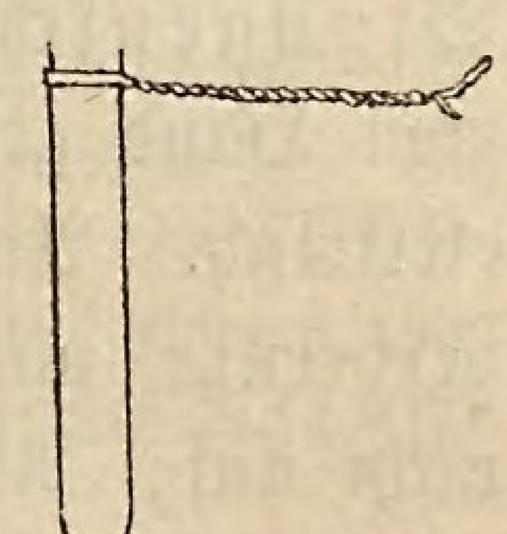
Versuche. 1) Untersuchung des Schwefels auf Farbe, Härte (Ritzen mit Fingernagel und Messer, Zerschlagen mit einem Hammer), spezifisches Gewicht (Untersinken in Wasser), Geruch (mit einem seidenen Tuche zu reiben, Ozon), Geschmack, Löslichkeit in Wasser und Schwefelkohlenstoff.

2) Durch Reiben mit einem wollenen Lappen wird Schwefel elektrisch.

3) Hält man eine Schwefelstange in der Hand, so hört man ein Knistern.

4) Schmelzen von Schwefel in einem Reagensgläschen und Prüfung seines Flüssigkeitszustandes; bei starkem Erhitzen erhält man Schwefeldämpfe, die sich an einer darüber gehaltenen Porzellanschale als Schwefelblumen verdichten (Sublimation).

Fig. 23.



5) Gießt man dickflüssigen Schwefel in kaltes Wasser, so wird er zäh und elastisch.

6) Man löse in einem Reagensgläschen Schwefel in Schwefelkohlenstoff und filtriere die Lösung auf ein Uhrglas: man erhält rhombische Oktaeder.

7) Eine in einem Tiegel geschmolzene größere Menge Schwefel

---

1) Dem Gaslichte, das sich seit Anfang dieses Jahrhunderts eine bedeutende Ausdehnung verschafft hat, ist in dem elektrischen Lichte, das teils als Glühlicht, teils als Bogenlicht Verwendung findet, in der neuesten Zeit eine gefährliche Konkurrenz erwachsen. Doch scheint es in dem Kampfe ums Dasein, den das elektrische Licht im gesamten Beleuchtungswesen hervorgerufen, nicht zu unterliegen, sondern neben dem elektrischen Lichte eine ebenbürtige Stelle zu behaupten. Es ist dies um so wahrscheinlicher, da sich die Gastechnik in den letzten Jahren angelegentlichst bemüht hat, besseres und billiges Gas herzustellen. Diesen Zweck erreichten die Regenerativlampen von Wenham, Siemens und Schültke, die dem Gase eine höhere Leuchtkraft verleihen, sowie die Gasglühlichtlampe des Chemikers Auer. Das mit der letzteren erzeugte Licht soll eine Leuchtkraft von 55—60 deutschen Normalkerzen haben und sich viel billiger stellen als das Licht einer elektrischen Glühlampe, die nur eine Leuchtkraft von 16 Kerzen entwickelt.

läßt man langsam erkalten, durchstößt dann die auf der Oberfläche entstandene feste Kruste und läßt den noch flüssigen Schwefel abfließen. Nach der vollständigen Erkaltung zeigen sich im Inneren Schwefelkrystalle in der Form langer, glänzender Prismen.

8) Verbrennung von Schwefel (Flamme, Geruch, Reaktion).

9) Eine Lösung von Schwefelkalium versetzt man mit Salzsäure: es scheidet sich S in Gestalt eines gelblichweißen, sehr feinen, leichten Pulvers aus, das man Schwefelmilch nennt.

Der gewöhnliche S ist ein fester, spröder Körper von blaßgelber Farbe, geschmack- und geruchlos und in H_2O unlöslich. Er kann in allen 3 Aggregatzuständen auftreten. Bei gewöhnlicher Temperatur starr, schmilzt er bei 111° zu einer leichtflüssigen gelben Flüssigkeit, die bei c. 200° dunkelbraun und zäh wird und sich bei 400° in einen braungelben Dampf verwandelt. Diese Dämpfe kondensieren sich leicht wieder zu einer dünnen, braunroten Flüssigkeit. Der S ist also destillierbar. Wenn man den Schwefeldampf mit kalter Luft vermischt, so geht er sofort in den festen Zustand über und bildet dann ein zartes, gelbes Pulver, das unter dem Namen Schwefelblumen bekannt ist. Der Schwefel ist also sublimierbar. Wird der geschmolzene S rasch abgekühlt, so erstarrt er zu festen Massen, die, in Formen gegossen, den sogenannten Stangenschwefel bilden. Eine solche Stange läßt, in der warmen Hand gehalten, ein Knistern hören; gerieben, wird sie stark elektrisch. An der Luft erhitzt, entzündet sich der S bei 260° und verbrennt mit blauer Flamme zu SO_2. In H_2O löst sich der S nicht auf; Alkohol und ätherische Öle wirken nur schwach lösend auf ihn ein; dagegen ist Schwefelkohlenstoff ein vortreffliches Lösungsmittel. Aus der Auflösung in Schwefelkohlenstoff krystallisiert er beim langsamen Verdunsten der Flüssigkeit in harten, durchsichtigen, rhombischen Oktaedern. Dieselbe Form zeigen auch die in der Natur vorkommenden Schwefelkrystalle.

Die allotropischen Modifikationen des S. Läßt man den bei 111° geschmolzenen S langsam erkalten, so krystallisiert er in schiefen rhombischen Prismen. Diese gehören einem anderen Krystallsystem an als die obigen Oktaeder. Die Eigenschaft eines Körpers, in verschiedenen Formen zu krystallisieren, nennt man Dimorphismus; der S ist also dimorph. Außer dem gewöhnlichen und prismatischen S unterscheidet man noch eine dritte Modifikation: den amorphen oder plastischen S. Diesen erhält man, wenn man die fast bis zum Sieden erhitzte Schwefelflüssigkeit in kaltes H_2O gießt. Er bildet alsdann eine gelblichbraune, weiche, knetbare, plastische Masse.

Benützung. Der S wird vielfach benützt: 1) als Zündmittel (Schwefelhölzer, Schießpulver, Feuerwerkssätze, Schwefelfäden); 2) als Heilmittel (innerliches und äußerliches); 3) als feuerlöschendes Mittel (vermöge seiner Eigenschaft, brennender Luft den O rasch zu entziehen und dabei eine das Brennen anderer Körper nicht unterhaltende Gasart, SO_2, zu bilden; Kaminbrände); 4) zu Abdrücken von Gravierarbeiten; 5) zur Darstellung von SO_2 und H_2SO_4; 6) zum Vulkanisieren des Kautschuks und der Guttapercha u. s. w.

b) Vorkommen.

Er kommt teils im reinen Zustande oder gediegen vor und zwar entweder ganz rein und krystallisiert oder mit Kalk, Gips und Mergel vermengt (Italien, Kroatien, Polen), teils chemisch gebunden. So bildet er in Vereinigung mit Metallen Mineralien, die man Kiese, Glanze und Blenden nennt; mit O und H verbunden, bildet er die Schwefelsäure, die ein Bestandteil mancher Mineralien (Gips, Schwerspat, Bittersalz) ist; an H gebunden, strömt er als übelriechendes Gas aus Vulkanen; in H_2O gelöst, bildet dieser Schwefelwasserstoff die sogenannten Schwefelwässer oder Schwefelquellen. Endlich ist der S als Bestandteil der sogenannten Eiweißkörper in Pflanzen und Tieren enthalten.

Gewinnung. Man erhält ihn meistens durch Reinigung des gediegen vorkommenden S von den ihm beigemengten erdigen Bestandteilen. An dem Fundorte einmal umgeschmolzen oder destilliert, kommt er als Rohschwefel in den Handel und wird dann nochmals einer Raffination unterworfen, aus der er entweder als Schwefelblumen oder Stangenschwefel hervorgeht. Auch durch Destillation von Schwefelkies wird er gewonnen.

Kreislauf. Der S beginnt seinen Kreislauf hauptsächlich als Gips, $CaSO_4$; Bestandteil des Ackerbodens; im Wasser löslich, von den Pflanzenwurzeln aufgenommen; zur Bildung der Proteïnstoffe; mit diesen gelangt der S in den Tierkörper, aus dem er als Schwefelwasserstoff tritt, der in H_2SO_4 übergehen kann, die den Pflanzen wieder als Nahrung dient.

c) Verbindungen.

Der S besitzt eine bedeutende und ausgedehnte Verbindungsfähigkeit und namentlich hat er zu den Metallen eine große Zuneigung. Mit vielen derselben verbindet er sich unter Lichtentwicklung. Die Verbindungen des Schwefels mit den anderen Elementen heißen Sulfide, z. B. Eisensulfid oder Schwefeleisen, Wasserstoffsulfid oder Schwefelwasserstoff (Sulfür und Sulfid; Kiese, Glanze und Blenden).

1) Das Schwefeldioxyd, SO_2.

Versuche. 1) Verbrennen von Schwefel in Sauerstoff oder Luft: das entstehende Gas ist SO_2.

2) Untersuchung dieses Gases auf Geruch und Reaktion (brennendes Schwefelhölzchen!).

3) Bleichen eines Bouquets bunter Blumen mit SO_2; Eintauchen der gebleichten Blumen in verdünnte H_2SO_4.

Coërcibles, farbloses Gas von erstickendem Geruche; nicht brennbar und unterhält auch die Verbrennung nicht; mit Wasser bildet es die schweflige Säure, H_2SO_3; wirkt bleichend auf viele organische Stoffe (Flecken von Schwarzbeeren!) und vermag die Gärung und Fäulnis zu verhindern.

Benützung. Bleichen von Wolle, Seide und Strohwaren; Schwefeln des Hopfens; Entfernung von Obst- und Weinflecken; Schwefeln der Weinfässer.

2) Die Schwefelsäure, H_2SO_4.

Versuche. 1) Untersuchung auf Aggregatzustand, Geruch und Reaktion.

2) Wärmeentwicklung beim Vermischen mit Wasser (Vorsicht!).

3) Kork oder ein Span, in Schwefelsäure getaucht, werden schwarz.

4) Auflösen von Zink oder Eisen in H_2SO_4.

5) Auflösen von Indigo in Nordhäuser Vitriolöl.

Farb- und geruchlose, wasserhelle, ölartige Flüssigkeit (Vitriolöl); eine der stärksten Säuren; löst die meisten Metalle unter Bildung von schwefelsauren Salzen oder Sulfaten ($H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$); großes Vereinigungsbestreben zu Wasser (zieht Wasserdampf aus der Luft, H und O aus den organischen Körpern). Außer dieser sogenannten englischen Schwefelsäure gibt es auch die Nordhäuser oder rauchende Schwefelsäure, eine braune, ölige Flüssigkeit, ein Gemenge von SO_3 und H_2SO_4.

α) Erkennung der Schwefelsäure und ihrer Verbindungen. Schwefelsäure und in Wasser gelöste schwefelsaure Salze geben mit einer Auflösung von Chlorbarium, $BaCl_2$, einen feinpulverigen, weißen Niederschlag von schwefelsaurem Barium ($BaCl_2$, das empfindlichste Reagens auf H_2SO_4), z. B.:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl;$$
$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NaCl.$$

Ausführung dieser Reaktionen in Reagensgläsern!

β) Darstellung der englischen Schwefelsäure. Die Fabrikation dieser Säure gründet sich auf die Eigenschaft der schwefligen Säure, bei Gegenwart von Luft, Wasser und sauerstoffabgebenden Körpern, wie Salpetersäure, in Schwefelsäure überzugehen.

Die Überführung von SO_2 in H_2SO_4 wird in großen, aus Holz gezimmerten und innen mit Bleiplatten ausgelegten Kammern, sogenannten Bleikammern, vollzogen. Gewöhnlich werden mehrere miteinander in Verbindung stehende Kammern angewandt. Vor diesen Bleikammern befindet sich ein Ofen, in dem Schwefel oder Schwefelkies verbrannt wird. Die hiedurch erzeugte schweflige Säure führt ein Rohr aus dem Schwefelofen in die erste Bleikammer. Gleichzeitig werden Wasser- und Salpetersäuredämpfe dargestellt und ebenfalls in die erste Bleikammer geleitet. In der ersten Bleikammer kommen also miteinander in Berührung: schweflige Säure, atmosphärische Luft, Salpetersäuredampf und Wasserdampf. Hiebei vereinigt sich erstere mit Sauerstoff der Salpetersäure und Wasser zu Schwefelsäure, die sich als Regen niederschlägt und sich am Boden der Kammer ansammelt. Aber nicht bloß in der ersten Kammer findet dieser Prozeß statt, sondern derselbe setzt sich auch in der zweiten und dritten Kammer u. s. w., wohin die luftförmigen Körper ebenfalls gelangen können, fort. Hat sich am Boden der Bleikammern eine genügende Menge Schwefelsäure (Kammersäure) angesammelt, so wird dieselbe, da sie noch sehr wasserhaltig ist, abgelassen, anfangs in Bleipfannen und hierauf in Glas- und Platingefäßen konzentriert.

Zum besseren Verständnis des bei der Schwefelsäuregewinnung stattfindenden Vorganges dienen folgende Gleichungen, welche zugleich die einzelnen Phasen desselben erkennen lassen: 1) durch Verbrennung von S oder Sulfiden entsteht schweflige Säure: $S + O_2 = SO_2$;

2) Salpetersäure, Schwefeldioxyd und Wasser geben Schwefelsäure, Stickstoffdioxyd und Wasser: $SO_2 + 2HNO_3 + X H_2O = H_2SO_4 + 2NO_2 + X H_2O$;

3) Stickstoffdioxyd zerfällt unter Einwirkung des Wasserdampfes in Salpetersäure und Stickoxyd: $3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$;

4) Stickoxyd gibt mit Luft gemengt Stickstoffdioxyd: $NO + O = NO_2$.

Da sich die Salpetersäure, wie aus diesen Gleichungen hervorgeht, immer wieder aus den vorhandenen Bestandteilen erzeugt, so sollte man glauben, eine geringe Menge derselben müßte ausreichen, unbegrenzte Mengen von SO_2 in H_2SO_4 zu verwandeln. Allein unvermeidlicher Verluste wegen muß von Zeit zu Zeit neue Salpetersäure zugeführt werden.

γ) Fabrikation der rauchenden Schwefelsäure aus Eisenvitriol. Dieses Salz, $FeSO_4 + 7H_2O$, verliert, mäßig erhitzt, zuerst das Wasser und wird dann bei weiterem Glühen in Eisenoxyd, schweflige Säure und wasserfreie Schwefelsäure zersetzt. Das Erhitzen geschieht in thönernen Retorten, die in einem Ofen liegen. Das entweichende SO_3 wird in Vorlagen geleitet, die mit gewöhnlicher Schwefelsäure gefüllt sind. Aus H_2SO_4 und SO_3 geht die rauchende Schwefelsäure hervor. Das in den Retorten zurückbleibende Eisenoxyd, ein braunrotes Pulver, ist im Handel unter dem Namen Colcothar bekannt.

3) Der Schwefelwasserstoff, H_2S.

Versuche. Darstellung. Man übergießt Schwefeleisen, FeS, in einer Gasentwicklungsflasche mit verdünnter H_2SO_4 und fängt das sich entwickelnde Gas in der bekannten Weise auf.

Eigenschaften. 1) Man leitet das H_2S-Gas in eine mit destilliertem H_2O gefüllte Flasche bis zur vollständigen Sättigung und füllt mit dem erhaltenen Schwefelwasserstoffwasser mehrere kleinere Gläser, die man für späteren Bedarf an einem kühlen Orte aufbewahrt.

2) Man entzündet den ausströmenden H_2S: er ist brennbar; ferner hält man einen Streifen angefeuchtetes Lackmuspapier in den Gasstrom: das Gas reagiert sauer; sodann legt man eine blanke Silbermünze auf die Öffnung einer mit H_2S gefüllten Flasche: sie wird schwarz; endlich bringt man noch einen mit Bleizuckerlösung beschriebenen Papierstreifen in H_2S-Gas: die Schriftzüge werden schwarz.

3) Man stellt sich folgende Lösungen dar, die man in Reagensgläser füllen kann: 1) eine Lösung von Zinkvitriol; 2) eine Lösung von Bleizucker; 3) eine Lösung von Brechweinstein; 4) eine Lösung von Kupfervitriol. In diese Lösungen leitet man Schwefelwasserstoff oder schüttet Schwefelwasserstoffwasser: es entstehen darin Niederschläge, die dadurch hervorgebracht werden, daß sich der S des H_2S mit den in den Lösungen enthaltenen Metallen zu einem in der Lösung unlöslichen Schwefelmetall verbindet. — Im 1. Glas entsteht Schwefelzink, ZnS, weiß; im 2. Glas entsteht Schwefelblei, PbS, schwarz; im 3. Glas entsteht Schwefelantimon, Sb_2S_3, orangerot; im 4. Glas entsteht Schwefelkupfer, CuS, braunschwarz.

Darstellung. Man stellt den H_2S gewöhnlich dar, indem man FeS mit verdünnter HCl oder H_2SO_4 zusammenbringt; unter Austausch von Metall und Wasserstoff entsteht das betreffende Salz Eisenchlorür oder schwefelsaures Eisen und H_2S wird frei, nämlich:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$$
$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S.$$

Eigenschaften. Der Schwefelwasserstoff, H_2S, ist ein farbloses, coërcibles Gas von höchst unangenehmem Geruche, der jenem fauler Eier ähnlich ist. Er ist nicht atembar und wirkt auf den menschlichen und tierischen Organismus, schon in geringer Menge eingeatmet, als Gift; derselbe brennt mit blauer Flamme. In H_2O ist der H_2S löslich; seine Lösung in H_2O, das sogenannte Schwefelwasserstoffwasser, hat den Geruch und Geschmack des Gases. Der H_2S ist eine leicht zersetzbare Verbindung; sehr energisch wird er durch die Metalle gespalten, da dieselben größere Affinität zu S als zu H haben und sich daher mit ersterem zu Schwefelmetallen vereinigen. Solche Zersetzungen werden bewirkt zunächst durch reine Metalle; daher werden Silber, Blei

und Kupfer in H_2S oder in schwefelwasserstoffhaltiger Luft geschwärzt, indem sie sich mit einer Schicht von Schwefelmetall überziehen; ein silberner Löffel wird schon in einer Eiersuppe schwarz, da sich der S, den die Eier enthalten, mit dem Ag zu schwarzem Schwefelsilber vereinigt. Der H_2S erleidet aber auch eine Zersetzung durch die Oxyde, Hydroxyde und Salze der Metalle. Bringt man nämlich die Auflösung dieser Körper mit Schwefelwasserstoffgas oder Schwefelwasserstoffwasser zusammen, so verbindet sich der Schwefel mit dem in der Lösung enthaltenen Metalle zu einem Schwefelmetall, z. B.: $CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$.

Da viele dieser Sulfide in H_2O unlöslich sind, so bilden sie nach ihrer Entstehung sofort Niederschläge, die von der Flüssigkeit, in der sie enthalten sind, leicht getrennt werden können. Dieser Eigenschaft wegen wird der Schwefelwasserstoff und das Schwefelwasserstoffwasser zur Scheidung von Metallen aus ihren Auflösungen benützt; zugleich dient dieselbe aber auch zur Erkennung der in der Lösung enthaltenen Metalle, da die gefällten Sulfide ganz charakteristische Farben haben.

Vorkommen. Der H_2S findet sich in der Natur hauptsächlich in gewissen Mineralwässern, den sogenannten Schwefelwässern oder Schwefelquellen. Ferner bildet er sich überall da, wo schwefelhaltige organische Substanzen verfaulen, z. B. in Kloaken; daher ist beim Besteigen derselben große Vorsicht nötig. Zur Reinigung eines solchen Raumes von H_2S dient Chlorkalk und Essig.

4) Der Schwefelkohlenstoff, CS_2.

Der Schwefelkohlenstoff (das Kohlensulfid), CS_2, wird dargestellt, indem man Schwefeldampf über glühende Kohlen leitet und die entstandene gasförmige Verbindung durch Abkühlen verdichtet. Er bildet eine farblose, sehr dünne und bewegliche, das Licht stark brechende, eigentümlich riechende Flüssigkeit. Dieser Körper zeichnet sich dadurch aus, daß er fette Öle, Harze, Schwefel, Phosphor, Kautschuk, Guttapercha u. s. w. leicht auflöst. Man benützt ihn u. a. zur Gewinnung von Öl aus ölhaltigen Samen. Der CS_2 entzündet sich sehr leicht und verbrennt mit blauer Flamme zu CO_2 und SO_2.

Übungsstoff. a) Versuche. 1) Man verschließe ein Reagensgläschen mit einem mit einer Durchbohrung versehenen Korke, der ein Glasröhrchen enthält, stelle darin H_2S dar und entzünde das entweichende Gas.

2) Man halte ein trockenes Trinkglas über die Flamme und bestimme die Verbrennungsprodukte (H_2O, SO_2, Beschlag, Geruch).

b) Fragen. 1) Wie kann man leicht erkennen, ob Essig mit Grünspan, Wein mit Bleizucker verfälscht, Leinwand mit Bleiverbindungen imprägniert ist?

2) Wie kann man erkennen, ob die Bleiglasur irdener Gefäße schlecht ist? (Man kocht Essig darin und prüft mit H_2S oder H_2S-Wasser).

3) Warum werden mit Bleiweiß angestrichene Gegenstände in der Nähe von Kloaken geschwärzt?

4) Welche Veränderung geht an metallenen Küchengeräten vor sich, wenn in der Nähe der Küche ein Abort gereinigt wird? Erklärung?

5) Schlaf- und Wohnzimmer sollen nicht in der Nähe von Aborten sein; warum nicht?

6) Unsichtbare Feinde in unserer Umgebung!

7) Jemand will ein Zimmer mit schwefliger Säure desinficieren; wie kann er dies ausführen? (Alles schließen, Schwefelstückchen auf einem Bleche anzünden; Zimmer mit Wasser bespritzen, Vorsicht!)

8) Wie erklärt sich wohl die Thatsache, daß in den Städten die Nadelhölzer oder Koniferen nicht mehr gut gedeihen? (Es rührt dies von dem ungeheueren Verbrauche von Steinkohlen her; diese enthalten Schwefel, der sich zu schwefeliger Säure beim Verbrennen oxydiert, die in die Luft übergeht und schließlich sich in Schwefelsäure verwandelt. Der Schnee absorbiert die gasförmige schweflige Säure, speichert sie als Schwefelsäure auf und wirkt hiedurch nachteilig auf die Koniferen.)

§. 15. Der Phosphor [1], Phosphorus, P = 31.

a) Eigenschaften und Anwendung.

Versuche. 1) Man zeigt gewöhnlichen Phosphor vor, schneidet einige Stückchen unter Wasser ab und trocknet dieselben mit Fließpapier (Phosphor ist feuergefährlich und giftig!)

2) Man entzündet ein Stückchen P durch Reiben mit einem rauhen Körper.

3) Schmelzen von Phosphor unter Wasser in einem Reagensgläschen.

4) Man schreibt mit einem Stückchen Phosphor im dunklen Zimmer auf eine Tafel: die Schriftzüge leuchten.

5) Das Leuchten eines Stückchens Phosphor im Dunkeln, wenn es an der Luft liegt.

6) Man löst in einem Reagensglase etwas Phosphor in Schwefelkohlenstoff und gießt diese Lösung auf Fließpapier: nach dem Verdunsten entzündet sich der Phosphor von selbst.

7) Man streue Kohlenpulver auf P; Erscheinung?

1) Vom gr. phōs, das Licht, und phoros, der Träger (v. phērein, tragen, bringen), so viel als Lichtträger (wegen seines Leuchtens im Dunkeln). Dieses Element wurde von dem Alchemisten Brand zu Hamburg 1669 im Harne entdeckt.

Der gewöhnliche P ist ein schwachgelblicher, fast durchscheinender, wachsglänzender und unangenehm knoblauchähnlich riechender fester Körper vom spez. Gewicht 1,83. In der Kälte ist er spröde, bei gewöhnlicher Temperatur weich wie Wachs, bei 44° schmilzt er zu einer farblosen Flüssigkeit, die bei 290° siedet und dabei einen farblosen Dampf bildet. In H_2O ist der Phosphor unlöslich, er löst sich aber leicht in Schwefelkohlenstoff sowie auch in Äther und Alkohol. Das Leuchten des P im Dunkeln ist eine Folge seiner Oxydation. Er oxydiert sich nämlich an der Luft schon bei gewöhnlicher Temperatur und bildet hiebei weiße Nebel, die im Dunkeln leuchten. Wird er bei Luftzutritt etwa bis 60° erwärmt, so entzündet er sich und verbrennt mit glänzend weißer Flamme. Seine Entzündung erfolgt auch durch Reiben desselben an einem rauhen Körper; in fein verteiltem Zustande entzündet er sich zuweilen von selbst. Seiner leichten Entzündlichkeit wegen ist er stets unter H_2O aufzubewahren und überhaupt mit großer Vorsicht zu handhaben, da er ein sehr heftig wirkendes Gift ist.

Die Allotropie des P. Wenn der gewöhnliche P längere Zeit dem Sonnenlichte unter H_2O ausgesetzt bleibt, so färbt er sich rot. Eine ähnliche Veränderung erleidet er, wenn man ihn bei Luftabschluß über 240° erhitzt. Hiedurch verwandelt er sich nämlich in eine allotropische Modifikation, den sogenannten roten oder amorphen P, der sich in seinen Eigenschaften vom gelben wesentlich unterscheidet. Derselbe ist ein rotbraunes, amorphes Pulver vom spez. Gewicht 2, leuchtet nicht, ist unlöslich in Schwefelkohlenstoff, ist geruchlos, schmilzt erst bei 260° und ist nicht giftig.

Der P wird zur Darstellung reiner Phosphorsäure, namentlich aber zur Fabrikation der Reibzündhölzchen sowie als Rattengift benützt.

Die Fabrikation der phosphorhaltigen Reibzündhölzchen zerfällt in die Herstellung der Holzstäbchen, in die Bereitung der Zündmasse und in das Betupfen und Trocknen derselben. Die Holzstäbchen erhält man durch das Zerspalten von würfelförmigen Holzklötzchen, welche die Länge eines Hölzchens haben. Als Zündmasse dient ein Gemenge von Leim oder arabischem Gummi und P, welches in heißem H_2O bis zur Konsistenz eines dünnen Sirups aufgelöst wird. Zu dieser Masse werden hierauf sauerstoffreiche Körper, wie Mennige, Braunstein, Salpeter, chlorsaures Kalium u. s. w., gesetzt. Das Gummi soll die Masse befestigen und den P gegen die Luft schützen; der sauerstoffreiche Körper soll einen Teil seines O abgeben, um das Verbrennen der Masse zu befördern. Rote Zündhölzchen enthalten vorzugsweise Mennige, Pb_3O_4, braunschwarze Braunstein, MnO_2,

stark explodierende chlorsaures Kalium, $KClO_3$. Die Holzstäbchen werden in geschmolzenen S und nach dem Erstarren desselben in die Zündmasse getaucht und sodann getrocknet. — Bei dem Anstreichen der Hölzchen entzündet sich zunächst der P und verbrennt unter Entwicklung eines weißen Rauches zu Phosphorsäure (Phosphorpentoxyd), P_2O_5; der brennende P überträgt die Verbrennung auf den S, der mit blauer Flamme sich zu SO_2 oxydiert; der S entflammt endlich das Holz, welches unter Bildung von CO_2 und H_2O verbrennt. Warum ist wohl brennender P allein nicht im stande, das Holz zu entzünden?

Die Zündmasse der sog. schwedischen Streichhölzchen besteht aus chlorsaurem Kalium, Schwefelantimon nebst Bindemittel. Auf der Reibfläche befindet sich eine Mischung von amorphem P, Leim, Schwefelkies und Glaspulver. Die sog. giftfreien Zündhölzer enthalten gar keinen P.

Das Feuermachen. Diese Art von Feuerzeugen ist seit 1833 im Gebrauche. Neben diesen wurden anfangs noch die sogenannten chemischen Feuerzeuge benützt, die man seit 1812 kannte. Die Döbereinersche Zündmaschine kam seit 1823 in Aufnahme. Bis zum Jahre 1820 war wohl Stahl, Feuerstein und Zunder das gebräuchlichste Feuerzeug.

Als Rattengift wendet man einen warm bereiteten Mehlbrei aus 60 Tl. Mehl, 60 Tl. H_2O und 1 Tl. P an.

Als Gegenmittel bei Phosphorvergiftungen werden verdünntes Chlorwasser und gebrannte Magnesia angewandt.

b) Vorkommen.

Kommt nicht im freien Zustande vor, sondern stets mit anderen Elementen verbunden. Die Pflanzen enthalten ihn vorzugsweise in den Samen; im tierischen Körper befindet er sich besonders in den Knochen, kommt aber auch im Gehirne, Blute, der Milch und im Harne vor. In letzterem wurde der P zuerst um das Jahr 1669 entdeckt. In der anorganischen Natur bildet er mit O und Metallen verschiedene Mineralien.

Gewinnung. Zur Gewinnung des P benützt man fast ausschließlich Tierknochen. Dieselben werden zunächst, um alle organische Substanz zu zerstören, stark geglüht, hierauf mit H_2SO_4 erhitzt, wodurch ein Teil des in den Knochen enthaltenen Ca entfernt wird. Die übrigbleibende Masse, eine Verbindung von Ca, P und O, wird mit Kohlenpulver vermischt und stark geglüht. Der hiedurch freiwerdende P destilliert über, wird in H_2O kondensiert, hierauf gereinigt und in die Form von dünnen Stangen gebracht.

c) Verbindungen.

1) Die Phosphorsäure, H_3PO_4.

Versuche. 1) Verbrennen von P in Sauerstoff und Übergießen des entstandenen P_2O_5 mit H_2O.

2) Untersuchung der Reaktion.

Das Phosphorpentoxyd, P_2O_5, das durch Verbrennen von P in O entsteht, zieht sehr begierig Wasser an und bildet mit den Elementen desselben 3 verschiedene Säuren, von denen wir aber nur die eine, die gewöhnliche Phosphorsäure, H_3PO_4, etwas näher betrachten: Diese entsteht durch Auflösen von P_2O_5 in heißem H_2O, oder durch Kochen von P mit HNO_3 oder durch Zersetzen von Knochenasche durch H_2SO_4, und bildet im konzentrierten Zustande als wässerige Phosphorsäure eine farb- und geruchlose, sirupdicke, stark sauer schmeckende und reagierende Flüssigkeit, aus der sich durchsichtige, prismatische, zerfließliche Krystalle von der Zusammensetzung H_3PO_4 ausscheiden, die sich im H_2O leicht auflösen.

Bedeutung. Die Phosphorsäure gehört zu den wichtigsten Nahrungsstoffen der Pflanzen und ist für dieselben ganz unentbehrlich. Namentlich sind es die Getreidearten, die zur Körnerbildung ihrer bedürfen.

Kreislauf. Die Phosphorsäure ist ein weitverbreiteter Bestandteil der Erdrinde. Durch Verwitterung phosphorsäurehaltiger Mineralien, wie Apatit, Osteolit u. a., kommt sie in den Ackerboden. Aus diesem gelangt die Phosphorsäure dadurch, daß sich jene verwitterten Mineralien in kohlensäurehaltigem Wasser lösen, in die Pflanzen und konzentriert sich in den Samen. Indem die Pflanzen von den Menschen und Tieren als Nahrung aufgenommen werden, geht der Phosphor in den Körper derselben über; in der That enthalten verschiedene Körperteile der Menschen und Tiere reichliche Mengen von Phosphor, so das Gehirn, die Nervenmasse, das Fleisch, namentlich aber die Knochen ($^9/_{10}$ ihres Gewichtes bestehen aus phosphorsaurem Kalk). Auch durch Trinkwasser und animalische Nahrung erhält der menschliche und tierische Organismus Phosphorsäure. Durch den Urin und die Excremente wird sie wieder aus demselben ausgeschieden und so der unorganischen Natur, dem Mineralreich, zurückgegeben.

2) Der Phosphorwasserstoff, H_3P.

Ein farbloses, widrig knoblauchartig riechendes Gas mit der merkwürdigen Eigenschaft, in Berührung mit der Luft sich von selbst zu entzünden und unter Bildung weißer Nebelringe zu verbrennen.

Übungsstoff. 1) Vergleichung zwischen P und C, P und S!

2) Unterschied zwischen der Phosphor- und Schwefelflamme!

3) Welche der bisher genannten Elemente treten in allotropischen Modifikationen auf?

4) Vorsichtsmaßregeln bezüglich der gewöhnlichen Streichhölzchen!

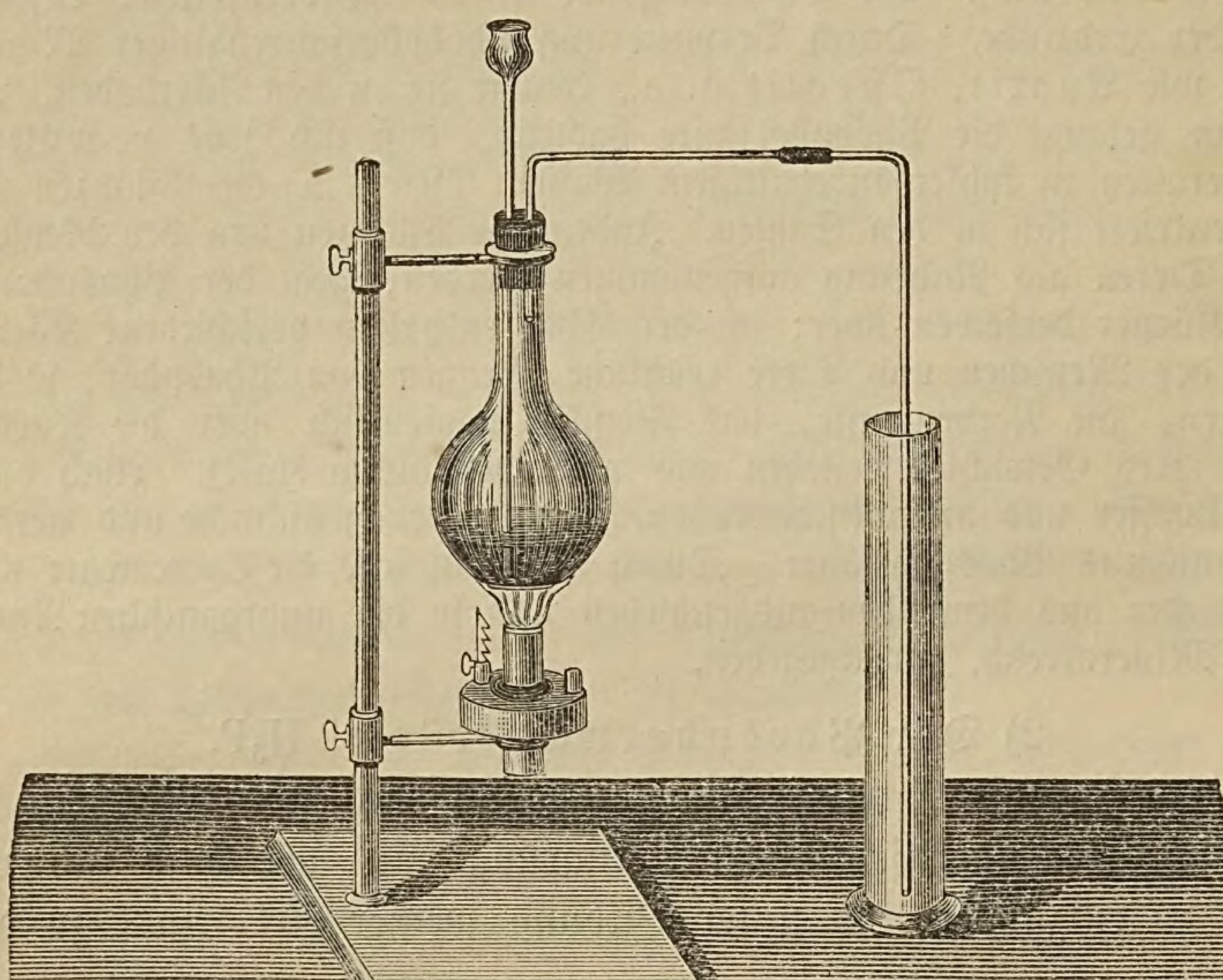
5) Man nenne die Körper, denen folgende Formeln zukommen: SO_2, P_2O_5, N_2O_5, HNO_3, H_3PO_4, H_2SO_4 2c.!

§. 16. Das Chlor [1]), Chlorum, Cl = 35,5.

a) Darstellung.

Versuch. In einen Glaskolben bringt man gepulverten Braunstein und verschließt ihn mit einem doppelt durchbohrten Korke, der eine Trichter- und eine Gasleitungsröhre enthält. Letztere verbindet man durch ein Stück Kautschukrohr mit einer Waschflasche, die wieder auf ähnliche Weise mit einer Chlorcalciumröhre in Verbindung gesetzt ist. Ein rechtwinklig gebogenes Leitungsrohr führt endlich in die mit Cl zu füllende Flasche. Gießt man hierauf Salzsäure durch die Trichterröhre und erwärmt das Gemisch, so entwickelt sich bald ein Gas, das sich im unteren Teile der Flasche ansammelt und allmählich die ganze Flasche füllt. Ist dies geschehen, so verschließt man die Flasche mit einem gut schließenden Glasstöpsel. Auf ähnliche Weise füllt man mehrere Flaschen und Cylinder damit an. Den soeben beschriebenen Apparat kann man auch in der Weise vereinfachen, daß man die Waschflasche und die Chlorcalciumröhre wegläßt, Fig. 24.

Fig. 24.



Chlor kann dargestellt werden 1) durch Erhitzung von Braunstein und Salzsäure in einer Gasentwicklungsflasche:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2.$$

1) Die Bezeichnung „Chlor" (bezw. „Chlorine") für dieses Element kommt vom griech. chlorōs, gelblichgrün.

Erklärung. Beim Erhitzen dieser Mischung gibt der Braunstein einen Teil des Sauerstoffes ab; dieser zersetzt zunächst die Salzsäure unter Wasserbildung: $MnO_2 + 2HCl = MnO + H_2O + 2Cl$; das so entstandene Manganoxydul setzt sich nun sofort mit Salzsäure in Manganchlorür und Wasser um: $MnO + 2HCl = MnCl_2 + H_2O$. Beide Gleichungen lassen sich vereinigt wie oben ausdrücken.

2) Durch Erhitzung von Kochsalz, Schwefelsäure und Braunstein:

$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + Cl_2.$$

3) Durch Elektrolyse von Salzsäure:

$$HCl = H + Cl.$$

b) Eigenschaften und Anwendung.

Versuche. 1) In ein mit Cl gefülltes Glas bringt man etwas H_2O und schüttelt: das H_2O absorbiert das Cl; man erhält Chlorwasser, das Geruch und Geschmack des gasförmigen Cl besitzt.

2) Man gießt ein Glas voll mit Chlorwasser, pfropft es gut zu und setzt es einige Tage dem Sonnenlichte aus; es wird sich allmählich ein wenig Luft darüber bilden; man prüfe dieselbe auf O und die Flüssigkeit auf ihren Geschmack.

3) Man taucht einen Streifen Lackmuspapier, oder einige farbige Blumenblätter in Chlorwasser; die Farbe wird bleich; dieselbe Erscheinung tritt ein, wenn man diese Stoffe befeuchtet und sie dann in Chlorgas bringt; gießt man in ein Reagensglas verdünnte schwarze oder rote Tinte, oder Rotwein, und fügt hierauf Chlorwasser hinzu, so werden die Farben dieser Stoffe ebenfalls verschwinden.

4) Man versetzt übelriechendes Wasser, etwa aus Blumenvasen, mit Chlorwasser; der üble Geruch wird verschwinden.

5) Man senkt ein brennendes Wachskerzchen in ein mit Cl gefülltes Glas; dasselbe brennt mit stark rußender Flamme weiter.

6) Man bringt pulverisiertes Antimon (Wismut, Blattgold) in ein mit Cl gefülltes Glas: Vereinigung unter Feuererscheinung.

Das Chlor ist ein coërcibles Gas von grüngelber Farbe und einem durchdringenden, erstickenden Geruche. Auch in sehr kleinen Mengen eingeatmet, übt es auf die Atmungsorgane einen sehr nachteiligen Einfluß aus und reizt stark zum Husten; in größerer Menge eingeatmet, wirkt es tötlich; es ist 2,5 mal so schwer, als die atmosphärische Luft. Im H_2O ist das Cl in ziemlicher Menge löslich; diese Lösung führt den Namen Chlorwasser. Dasselbe zersetzt sich allmählich im Lichte unter Entbindung von O. Eine höchst merkwürdige Wirkung übt das Cl auf organische Stoffe aus, indem es bei Gegenwart von H_2O Pflanzen-

farbstoffe bleicht, Riech- und Ansteckungsstoffe zerstört. Hierauf beruht die wichtige Anwendung des Cl, des Chlorwassers und besonders des sogenannten Chlorkalkes, zum Bleichen der Zeuge und des Papieres, zum Zerstören fauler Gerüche und ansteckender Stoffe (Desinfektionsmittel).

Erklärung. Die Ursache der bleichenden und desinficierenden Wirkung des Cl ist in dem energischen Vereinigungsbestreben desselben zum H zu suchen. Die Farb-, Riech- und Ansteckungsstoffe bestehen entweder aus C und H, oder aus C, H und O. Kommt das Cl mit solchen Stoffen in Berührung, so entzieht es ihnen direkt den H und bewirkt dadurch eine Änderung in der Zusammensetzung dieser Substanzen, oder es zersetzt das vorhandene H_2O, infolgedessen Sauerstoff frei wird; dieser besitzt im Momente des Freiwerdens ein energisches Oxydationsvermögen und oxydiert daher die genannten Substanzen, so daß ihr C in Kohlensäure und ihr H in Wasser übergeführt werden. In beiden Fällen entstehen farblose, beziehungsweise geruchlose Verbindungen.

Desinfektion mit Cl. Will man das Cl zum Desinficieren in Zimmern benützen, so stellt man Chlorkalk in einer Schale auf und setzt demselben von Zeit zu Zeit einige Tropfen Essig- oder Schwefelsäure zu; es erfolgt nun eine reichliche Chlorentwicklung („Chlorräucherung“).

c) Vorkommen.

Wie schon gesagt, kommt das Cl im freien Zustande in der Natur nicht vor, dagegen findet es sich in Verbindung mit Metallen, namentlich mit Na als Kochsalz, NaCl, und mit K als Sylvin, KCl, in großer Menge und weit verbreitet.

d) Verbindungen.

Das Cl besitzt ein sehr energisches Verbindungsvermögen, sehr starke Affinitäten. Es ist dasjenige Element, dem bei gewöhnlicher Temperatur das kräftigste Vereinigungsbestreben zukommt. Einige Elemente (N, O, C) ausgenommen, vermag es sich mit allen übrigen Elementen direkt und häufig sogar unter Feuererscheinung zu verbinden. Die Verbindungen des Chlors mit den anderen Elementen heißen Chloride, z. B. Natriumchlorid, NaCl (Chlornatrium), Wasserstoffchlorid, HCl (Chlorwasserstoff). Bildet ein Element mit Chlor mehrere Verbindungen, so heißt die mit dem geringeren Chlorgehalte Chlorür, die andere Chlorid.

1) Die Chlorwasserstoff- oder Salzsäure, HCl.

α) Affinität zwischen Cl und H. Das Cl ist durch eine sehr energische Verwandtschaft zum H ausgezeichnet. In dieser

großen Affinität beider zu einander finden verschiedene Erscheinungen ihre Erklärung. Zunächst ist sie die Ursache der giftigen Wirkung des Cl, da es den Schleimhäuten, mit denen es in Berührung kommt, den H entreißt, wodurch sich dieselben entzünden. Sodann beruht auf ihr, wie schon weiter oben auseinandergesetzt wurde, die bleichende und desinficierende Eigenschaft des Cl. Eine weitere Folge der großen Zuneigung des Cl zum H ist die Erscheinung, daß sich Chlorwasser am Lichte allmählich zersetzt ($H_2O + 2Cl = 2HCl + O$). Endlich ist sie auch die Ursache des starken Rußens einer in Cl brennenden Kerze, indem sich das Cl mit dem H der Fettdämpfe verbindet, wodurch der C als Ruß ausgeschieden wird.

β) Versuche. Um die große Affinität des Cl zu H aus eigener Anschauung kennen zu lernen, stellen wir folgende Versuche an. 1) Zu einem mit Chlorgas gefüllten Cylinder füllt man sich einen gleich großen mit H, stellt sie hierauf mit ihren genau aufeinander passenden Mündungen übereinander und sucht die beiden Gase durch Hin- und Herschwenken miteinander zu vermischen. Hierauf nähert man den wenig geöffneten Mündungen einen brennenden Körper: unter Knall vereinigen sich die beiden Gase zu dichten Wolken, die sich aus den Cylindern erheben. Füllt man sie schnell mit H_2O und hält blaues Lackmuspapier hinein, so wird dasselbe gerötet.

2) Ein Fläschchen aus weißem Glase füllt man im Dunkeln zur Hälfte mit Cl und zur anderen Hälfte mit H und bringt dieses Gemenge hierauf in direktes Sonnenlicht: unter heftiger Explosion erfolgt die Vereinigung der Gase zu Chlorwasserstoff.

3) Im Handel kommt die Lösung dieses Gases in Wasser unter dem Namen Salzsäure vor. Dieser Flüssigkeit kann man sich bedienen, um die Eigenschaften des genannten Gases genauer kennen zu lernen. Erhitzt man nämlich starke Salzsäure, so entwickelt sich daraus Chlorwasserstoff. Diese Erhitzung kann man in einem Kolben, den man zur Hälfte mit Salzsäure füllt, vornehmen. Durch den Kork desselben führt man eine Glasröhre, die man mit einem langen Kautschukschlauche versieht. Man erhitze im Freien bis zum Sieden: es steigen Gasblasen auf, die innerhalb des Kolbens farblos und durchsichtig sind, an der Luft aber starke Nebel bilden.

4) Man leite das Gas in einen leeren Cylinder, indem man das Ende des Kautschukschlauches bis auf den Boden desselben führt. Ist auf diese Weise der Cylinder gefüllt, so verschließe man ihn mit der Hand und tauche ihn umgekehrt in kaltes Wasser, das man mit Lackmus blau färben kann; sobald man die Hand wegzieht, stürzt das Wasser in den Cylinder und füllt ihn zum größten Teile aus; hiebei geht die blaue Farbe des Lackmus in Rot über.

Der Chlorwasserstoff, oder die Chlorwasserstoffsäure, HCl, ist ein farbloses, an der Luft dicke, weiße Nebel verbreitendes Gas von stark saurem Geschmacke und stechendem Geruche. Es rötet Lackmus energisch, ist nicht brennbar und unterhält auch das Verbrennen anderer Körper nicht. Dieses Gas ist

durch seine außerordentliche Löslichkeit in H_2O ausgezeichnet. Wasser von mittlerer Temperatur löst 458 Vol. Chlorwasserstoff auf. Eine solche Auflösung des Chlorwasserstoffgases in H_2O bildet die gewöhnliche Chlorwasserstoffsäure, welche, weil sie aus Kochsalz dargestellt wird ($2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$), auch Salzsäure genannt wird. Die Salzsäure stellt im reinen Zustande eine farblose, an der Luft rauchende, stechend riechende, stark sauer schmeckende Flüssigkeit dar, die ätzend wirkt und Lackmus energisch rötet. Die rohe Säure des Handels ist meist durch Eisen gelb gefärbt. Die Salzsäure löst die meisten Metalle auf unter Bildung von Chloriden ($2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$). Ein Gemisch aus 3 Vol. HCl und 1 Vol. HNO_3, das sogenannte Königswasser, löst auch Au und Pt auf; beide Metalle werden weder von HCl, noch HNO_3 angegriffen.

Verwendung. Die Salzsäure verwendet man im Haushalte zur Reinigung metallener Gegenstände, namentlich solcher aus Messing und Cu, da dieselbe die auf der Oberfläche solcher Gegenstände vorhandenen Oxyde auflöst; auch Wasserflaschen, die durch ausgeschiedenen kohlensauren Kalk trüb geworden sind, werden durch HCl gereinigt.

Erkennung der Salzsäure. Freie Salzsäure und lösliche Chloride geben mit einer Lösung von salpetersaurem Silber einen weißen, käsigen Niederschlag von Chlorsilber, z. B. $HCl + AgNO_3 = AgCl + HNO_3$, das sich im Lichte schwärzt, in HNO_3 unlöslich ist, sich aber in H_3N löst.

2) Die Chlorsäure, $HClO_3$.

Eine Verbindung, die sich durch ihre leichte Zersetzbarkeit auszeichnet; kann aus chlorsaurem Kalium dargestellt werden. Die unterchlorige Säure, HClO, ist ein ausgezeichnetes Bleichmittel.

3) Der Chlorstickstoff, NCl_3, und 4) der Chlorschwefel, S_2Cl_2.

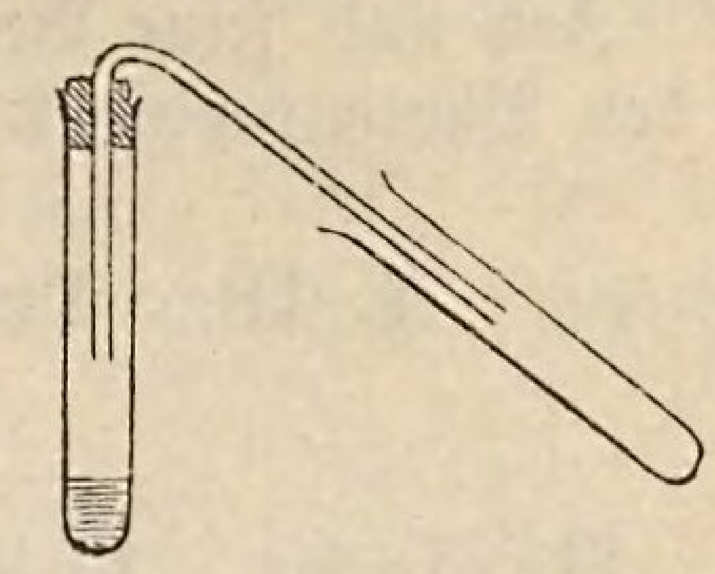
Die erstere Substanz ist der gefährlichste aller explosiven Körper; die letztere wird in neuerer Zeit zum Vulkanisieren des Kautschuks verwendet.

Vulkanisiertes Kautschuk ist schwefelhaltiges; ein Zusatz von S an Kautschuk verbessert wesentlich die Eigenschaften des letzteren; es wird in der Regel dadurch hergestellt, daß man die Kautschukgegenstände in Chlorschwefellösung eintaucht.

Übungsstoff. Versuche. 1) Man versehe ein Reagensgläschen mit einem durchbohrten Korke und schiebe durch die Durchbohrung ein

gebogenes Glasröhrchen. In diesem Reagensglase entwickle man nun an einem gut ziehenden Orte Chlor und mache folgende Versuche:

Fig. 25.



2) Man leite das Gas in ein leeres Reagens- oder Medizinglas, Fig. 25, und streue in dasselbe ein wenig gepulvertes Antimon.

3) Man leite das Gas in ein mit Wasser gefülltes Arzneiglas, in eine Lackmuslösung oder in mit Wasser verdünnte rote Tinte!

4) Man bleiche mit Chlorwasser ein Stückchen Kattun!

5) Man übergieße etwas Chlorkalk mit Lackmuslösung und Salzsäure!

§. 17. Das Jod[1], J = 127.

a) Eigenschaften.

Versuche. 1) Betrachtung von J, das sich in einem Gläschen befindet.

2) Man bringt einige Schuppen J in einen Glaskolben und erhitzt denselben sehr vorsichtig. Bald füllt er sich mit veilchenblauen Dämpfen, die sich bei nachlassender Hitze an den Wänden des Glases zu blätterförmigen Krystallen verdichten.

3) Man löse J in Alkohol und Schwefelkohlenstoff. Im ersteren Falle erhält man die Jodtinktur, eine dunkelbraune Flüssigkeit, im letzteren eine Lösung von prachtvoll violetter Farbe.

4) Man kocht ein wenig Stärke in einem Reagensglase und verdünnt den erhaltenen Kleister mit viel H_2O. Mit einigen Tropfen Jodtinktur versetzt, färbt sich die ganze Flüssigkeit tief dunkelblau (Prüfung von Milch, die mit stärkemehlhaltigen Substanzen versetzt ist, J ein empfindliches Reagens auf Stärke).

Das J erscheint in grauschwarzen, metallglänzenden Schuppen, welche die Haut braun färben, sich durch Erhitzen in einen veilchenblauen Dampf verwandeln und sich in Alkohol lösen, wodurch man die sogenannte Jodtinktur erhält. Es ist ein empfindliches Reagens auf Stärke. Mit Wasserstoff bildet es die Jodwasserstoffsäure, HJ.

b) Vorkommen und Gewinnung.

Das J kommt in Vereinigung mit Natrium und Magnesium als Begleiter des Chlors im Meerwasser und in den Salinen, jedoch in sehr geringer Menge vor. Manche Pflanzen, namentlich Seealgen, enthalten größere Mengen davon. Daher bereitet man es aus der Asche der Seepflanzen, indem man die ausgelaugten Jodsalze mit Braunstein und Schwefelsäure destilliert:

$$2KJ + MnO_2 + 2H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + 2J.$$

---

1) Vom gr. iōdes, veilchenfarbig, v. ion, Veilchen und eidos, Gestalt, Beschaffenheit (wegen der Farbe der Dämpfe dieses Elements).

c) Anwendung.

Jod und seine Verbindungen finden in der Medizin und besonders in der Photographie Anwendung.

§. 18. Das Brom[1]), Bromium, Br = 80.

a) Eigenschaften.

Versuche. 1) Betrachtung von Brom.
2) Konstatierung seines Geruches.
3) Auflösung in Schwefelkohlenstoff, Alkohol und Wasser.

Das Br ist eine dunkle, rotbraune Flüssigkeit von unangenehmem Geruche. Es löst sich in Wasser, Schwefelkohlenstoff und Alkohol und bildet dann eine Flüssigkeit von gelbroter Farbe. In seinen Eigenschaften und Verbindungen ist es dem Chlor sehr ähnlich; mit Metallen bildet es, wie dieses, Salze (Bromide), z. B. Bromsilber, und mit H eine Säure, den Bromwasserstoff, HBr.

b) Vorkommen, Gewinnung und Anwendung.

Das Brom findet sich in Gesellschaft von Chlor im Meerwasser, namentlich im toten Meere und in den Solen von Hall und Kreuznach, sowie im Staßfurter Steinsalzlager. Gewonnen wird es aus Bromnatrium durch Erhitzen mit MnO_2 und H_2SO_4. Das Brom und seine Verbindungen finden in der Heilkunde und in der Photographie Anwendung.

§. 19. Das Fluor[2]), Fluor, Fl = 19.

a) Vorkommen.

Das Fl findet sich in der Natur nur in Verbindung mit anderen Elementen, namentlich im Flußspat, $CaFl_2$, und im Kryolith, $Na_6Al_2Fl_{12}$. Es hat so große Affinität zu den meisten Elementen, daß es alle Gefäße, selbst solche von Platin und Glas, angreift, weshalb es im freien Zustande noch wenig bekannt ist.

b) Verbindungen.

Die wichtigste Fluorverbindung ist die Flußsäure, die in folgender Weise dargestellt werden kann:

Versuch. Man pulverisiert etwas Flußspat, $CaFl_2$, bringt das Pulver in einen Platintiegel, gießt ein wenig H_2SO_4 dazu, so daß ein dünner Brei entsteht und erhitzt nun gelinde. Bald steigen weiße Dämpfe auf, die stechend sauer riechen und blaues Lackmuspapier röten: Fluorwasserstoff. Man bedecke den Platintiegel mit einer Glas-

---

1) Vom gr. brōmos, der Geruch, der Gestank. 2) Fluor, eig. das Fließen, der Fluß; vom lat. fluĕre, fließen (der Flußspat, dessen Grundstoff Fluor ist, wurde als Flußmittel bei metallurgischen Prozessen benützt).

platte: nach einigen Minuten ist das Glas matt. Leitet man die Fluorwasserstoffdämpfe in Wasser, so erhält man die wässerige Lösung derselben: die wässerige Flußsäure.

Die Fluorwasserstoff- oder Flußsäure, HFl, wird aus Flußspat und Schwefelsäure durch Erwärmen dargestellt, welcher Vorgang nach folgender Gleichung verläuft:

$$CaFl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HFl.$$

Sie bildet ein farbloses Gas von stechendem Geruche und stark saurem Geschmacke. Kommt sie mit feuchter Luft in Berührung, so zieht sie das in derselben enthaltene Wasser an und bildet damit Nebel. Im Wasser ist sie leicht löslich. Die Flußsäure, sowohl die gasförmige als die in Wasser gelöste, ist dadurch ausgezeichnet, daß sie Kieselerde auflöst und deshalb Glas und Porzellan angreift. Aus diesem Grunde benützt man sie zum Einätzen von Schrift und Zeichnungen in Glas.

Ätzen mit Flußsäure. Um Glas mit Flußsäure zu ätzen, überzieht man dasselbe zunächst mit einem sogenannten Ätzgrunde (gewöhnlich Wachs). In diesem wird sodann die Zeichnung ausgeführt, sodaß die Glasfläche an den betreffenden Stellen bloßgelegt wird. Dies so präparierte Glas wird hierauf entweder den Dämpfen der Flußsäure ausgesetzt oder in wässerige Flußsäure eingetaucht, nachdem auch die andere Seite mit Ätzgrund überzogen ist. Hat die Flußsäure lange genug gewirkt, so wird der Ätzgrund entfernt. Auf diese Weise werden z. B. Einteilungen auf Glasröhren (Thermometerscalen) hergestellt. (Vorzug dieses Verfahrens vor dem Ritzen des Glases mit Diamant.)

§. 20. Das Cyan [1]), CN = Cy.

a) Eigenschaften.

Dem J, Br, Cl und Fl verhält sich ganz analog ein Körper, der Cyan heißt. Doch ist dieser kein Element, sondern besteht aus den Elementen C und N und führt das einfache Zeichen Cy. Solche Gruppen von Elementen, die sich in chemischer Hinsicht wie Elemente verhalten, werden zusammengesetzte Radikale genannt; im Gegensatze zu ihnen nennt man die Elemente häufig auch einfache Radikale. Das Cy ist ein farbloses, nach bitteren Mandeln riechendes, mit bläulich roter Flamme brennendes, giftiges Gas.

b) Verbindungen.

Eine der wichtigsten Verbindungen des Cy ist die Cyan-

---

1) Vom gr. kyăněos, dunkelblau (es bildet mit Eisen eine Verbindung von blauer Farbe).

wasserstoff- oder Blausäure, HCy. Man kann sie darstellen, indem man Cyankalium mit H_2SO_4 erhitzt. Der hiebei stattfindende Prozeß verläuft nach folgender Gleichung:

$$2KCy + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HCy.$$

Man erhält die Blausäure hiebei in Form eines farblosen Gases von eigentümlichem, bittermandelartigem Geruche.

Diese Dämpfe lassen sich zu einer wasserfreien Flüssigkeit verdichten, die den Geruch des Gases hat. Diese Flüssigkeit ist in so hohem Grade giftig, daß wenige Tropfen davon genügen, den Tod eines Menschen in einigen Minuten zu bewirken. Selbst die Dämpfe derselben können schon, wenn sie in größerer Menge eingeatmet werden, tötlich wirken. In Wasser und Weingeist ist sie in jedem Verhältnisse löslich. Solche Lösungen der Blausäure heißen verdünnte Blausäure. Diese besitzt die Eigenschaften der wasserfreien, nur in geringerem Grade. Eine 1—2% wasserfreie Blausäure enthaltende verdünnte Blausäure wird als Heilmittel benützt. Als Gegenmittel bei Blausäurevergiftung wird verdünnte Ammoniakflüssigkeit empfohlen.

Entstehung der Blausäure in Früchten. In den bitteren Mandeln, in Kirschen- und Aprikosenkernen, in den Blättern und Beeren des Kirschlorbeers u. s. w. findet sich ein Körper, der Amygdalin heißt, aus dem sich durch Gärung Blausäure erzeugt; aus diesem Umstande erklärt sich die Giftigkeit der bitteren Mandeln und des rohen Bittermandelöles.

Zusatz. Die Analogien zwischen den 5 Stoffen: Cl, Br, J, Fl und Cy sind folgende: 1) alle besitzen zum H große Verwandtschaft und bilden mit ihm Verbindungen von sauerem Charakter, Säuren (Wasserstoff- oder Haloidsäuren).

2) Alle haben große Affinität zu den Metallen und bilden mit diesen salzartige Körper (Haloidsalze); aus diesem Grunde heißen diese 5 Körper auch Halogene.

3) Alle haben wenig Affinität zum O, das Fl vereinigt sich gar nicht mit ihm.

§. 21. Das Silicium [1]), Silicium, Si = 28.

a) Vorkommen und Darstellung.

Das Si kommt in der Natur nur in Verbindung mit anderen Elementen vor. Chemisch rein dargestellt, bildet es entweder ein amorphes, braunes Pulver, das leicht entzündlich ist und zu einem weißen, amorphen Pulver, Kieselerde, SiO_2, verbrennt, oder schwarze, metallglänzende Oktaeder oder glänzende, dem Graphit ähnliche Krystallblätter; in den beiden letzteren Formen ist es selbst im Sauerstoff unverbrennlich.

1) Vom lat. silex, der Kieselstein (dieses Element ist ein Bestandteil des Kieselsteines).

b) Verbindungen.

1) Die Kieselerde, SiO_2.

Die Kieselerde, das Siliciumdioxyd (Kieselsäureanhydrid), häufig auch Kieselsäure genannt, kommt in der Natur sowohl krystallisiert als amorph vor. Im ersteren Zustande heißt sie Quarz, der in sehr vielfachen Abänderungen auftritt (Bergkrystall, Amethyst, Rosenquarz, Chalcedon); im letzteren Opal. Beide Formen der Kieselerde schmelzen im Knallgasgebläse zu durchsichtigen Gläsern und sind auf Pflanzenfarben ohne Wirkung.

2) Die Kieselsäure, H_4SiO_4.

Versuche. 1) Man versetzt eine mit etwas H_2O verdünnte Lösung von Natriumwasserglas mit Salzsäure. Die ganze Flüssigkeit verwandelt sich in eine kleisterartige, schleimige, gallertige Masse, welche die eigentliche Kieselsäure ist. Filtriert man den Niederschlag ab, wäscht ihn mehreremal mit H_2O aus, trocknet und glüht ihn dann, so erhält man ein feines, amorphes, in H_2O unlösliches Pulver. Es ist dies nichts anderes als amorphe Kieselerde, die also auch künstlich dargestellt werden kann.

2) Man setze frisch dargestellter Kieselsäure überschüssig Salzsäure zu: die Gallerte löst sich wieder auf.

3) Man setze zu einer sehr verdünnten Auflösung von Wasserglas Salzsäure: es entsteht kein Niederschlag, die Kieselsäure bleibt also in diesem Falle gelöst.

Die eigentliche Kieselsäure, H_4SiO_4, ist eine dick schleimige oder gallertige Masse und ist in Säuren und Wasser löslich, während die Kieselerde, SiO_2, in Wasser und Säuren (Flußsäure ausgenommen) sich nicht löst.

Vorkommen. Auf der Löslichkeit der Kieselsäure in H_2O beruht es, daß viele Quell- und Brunnenwässer Kieselsäure, wenn auch in geringen Mengen, enthalten. Manche Mineralquellen (z. B. die Geyser auf Island und Neu-Seeland) sind reicher daran. Durch Verdunstung des Wassers setzt sie sich als amorphe Kieselerde, Kieselsinter, ab. Es ist sehr wahrscheinlich, daß die Kieselerde-Mineralien durch Abscheidung der Kieselsäure aus ihrer Lösung in Wasser entstanden sind. Durch aufgelöste Kieselsäure können auch Versteinerungen oder Petrefakten zustande kommen. Werden nämlich im Inneren der Erde organische Körper, z. B. Holz oder Tierleichen von einer Kieselsäurelösung durchdrungen, so lagert sich Kieselerde entweder als Quarz oder Opal innerhalb der organischen Masse dicht und fest ab. Diese Ablagerung nimmt genau die Form der vormals lebenden Wesen an und ersetzt nach und nach alle organische Substanz durch Kieselerde. Pflanzen nehmen aus dem Wasser und der Erde Kieselsäure in sich auf. Daher kommt es, daß die Asche wohl aller Pflanzen solche enthält. Besonders reich daran sind alle Gramineen (Gräser) und Equisetaceen

(Schachtelhalme). Die Spaltalgen oder Diatomeen bewirken die Ablagerung der sogenannten Kieselguhr oder Infusorienerde.

§. 22. Das Bor[1]), Borum, B = 11.

a) Vorkommen.

Das B ist ein in der Natur wenig vorkommendes Element. Es findet sich im Borax, $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$ und in der freien Borsäure, H_3BO_3. Wie das Si, so kann auch das B in zwei allotropischen Modifikationen erhalten werden, entweder als ein amorphes, grünbraunes Pulver oder als durchsichtige Krystalle von brauner oder gelber Farbe, die in Glanz und Härte den Diamanten gleichen.

b) Verbindungen.

1) Die Borsäure, H_3BO_3.

Versuche. Darstellung. In einer Porzellanschale löst man etwa 1 Teil Borax in 3 Teilen kochendem H_2O und setzt zu dieser Lösung solange Salzsäure, bis sie stark sauer reagiert. Beim Erkalten scheiden sich Borsäurekrystalle aus, die man wäscht und trocknet. Chlornatrium bleibt in Lösung.

Eigenschaften. 1) Man löse Borsäure in H_2O unter Erwärmen und prüfe die Lösung auf ihre Reaktion mit blauem Lackmus- und Curcumapapier: ersteres wird nur schwach gerötet, letzteres braunrot gefärbt.

2) Man löse Borsäure in Weingeist und entzünde letzteren: er brennt mit grüner Flamme.

3) Man bringe etwas Borsäure an ein Platindrahtöhr und erhitze dieselbe mittels der Lötrohrflamme. Sie schmilzt zuerst im eigenen Wasser, Krystallwasser (wässeriger Fluß); bei weiterem Glühen schmilzt sie zu einer Glasperle (feuriger Fluß).

Die Borsäure, H_3BO_3, bildet weiße perlmutterglänzende Krystallschuppen, welche sich in kaltem H_2O schwer, in warmem leicht lösen, einen schwach bitterlichen Geschmack haben, bei 160° zu einer klaren Flüssigkeit schmelzen und bei noch stärkerem Erhitzen sich unter Aufblähen in die wasserfreie Borsäure, B_2O_3, verwandeln. Diese ist ein farbloses, durchsichtiges Glas. Die Auflösung der Borsäure rötet blaues Lackmuspapier und bräunt Curcumapapier, weshalb letzteres ein empfindliches Reagens auf Borsäure ist. Die weingeistige Lösung der Borsäure brennt mit grüner Flamme, eine ebenfalls empfindliche Reaktion.

Die Borsäure strömt in manchen Gegenden (z. B. in Toskana) mit Gasen und Wasserdämpfen aus der Erde. Diese Dämpfe werden

---

1) Dieser Name ist dem Worte Borax entlehnt (Bor ist ein Bestandteil des Borax).

mit H_2O in vielfache Berührung gebracht, so daß sich die Borsäure darin löst. Aus diesem Wasser wird die Borsäure durch Eindampfen gewonnen.

2) Der Borax, $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$.

Über diesen Körper sehe man unter Na nach!

Rückblicke, Zusammenfassungen und Ergänzungen.

I. Chemische Vereinigungen und Zersetzungen.

Chemische Prozesse, die darin bestehen, daß zwei oder mehrere verschiedene Stoffe zu einem neuen gleichartigen Körper zusammentreten, heißen chemische Vereinigungen (Synthesen). Hieher gehörige Vorgänge sind: die Oxydationen, Sulfurierungen, Chlorierungen und die Bildung von Säuren und Basen aus ihren Anhydriden und Wasser.

Dagegen nennt man diejenigen chemischen Prozesse, bei denen chemische Verbindungen gespalten, in ihre Bestandteile zerlegt, kurz in ihrer Zusammensetzung verändert werden, im allgemeinen chemische Zersetzungen (Analysen). Sie heißen Reduktionen, wenn man durch sie die Bestandteile der Verbindung, die man zersetzt, oder einen derselben, als Elemente erhält. Gewöhnlich versteht man jedoch unter Reduktion (Desoxydation) nur die Zurückführung von Metalloxyden auf Metalle.

II. Die verschiedenen Zersetzungsmittel und die durch sie bewirkten Erscheinungen.

Chemische Verbindungen können zersetzt werden:

a) Durch die Wärme. Dies zeigen folgende Erscheinungen (S. auch Seite 21):

1) $HgO = Hg + O$.

2) $3MnO_2 = Mn_3O_4 + O_2$.

b) Durch die chemische Affinität mit oder ohne Beihilfe der Wärme. Bringt man nämlich zur Verbindung zweier Elemente ein solches hinzu, das zu einem der beiden Elemente eine größere Verwandtschaft besitzt, als das zur Zeit mit demselben verbundene andere Element, so vereinigt sich das neu hinzutretende mit dem ersteren zu einer neuen Verbindung und der letztere Bestandteil der früheren Verbindung wird ausgeschieden. Beispiele:

1) $H_2O + Na = NaHO + H$.
2) $CuO + H_2 = H_2O + Cu$.
3) $Fe_2O_3 + 3C = 3CO + 2Fe$.
4) $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$.

c) Durch den elektrischen Strom. Wird derselbe durch einen zusammengesetzten festen (geschmolzenen), einen flüssigen oder gasförmigen Körper geleitet, so werden diese Körper häufig in ihre Bestandteile zerlegt. Beispiele:

1) $H_2O = H_2 + O$.
2) $HCl = H + Cl$.

d) Durch das Licht. Beispiele:

$AgCl = Ag + Cl$.

III. Die Bildung der Salze.

a) Vorführung von Versuchen.

1) Übergießen von chemisch reinem Zinke mit konzentrierter Salzsäure in einem Becherglase; Entwicklung von Wasserstoff; Abdampfen der Flüssigkeit in einer Porzellanschale; Produkt: eine grauliche, dem Kochsalz ähnliche Masse, die aus der Luft sehr begierig Wasser aufnimmt und dadurch allmählich zerfließt.
Erklärung (S. 30).

2) Übergießen von Zink mit verdünnter Schwefelsäure in einem Becherglase; das Metall löst sich, Wasserstoff entweicht; aus der erhaltenen Zinklösung scheiden sich farblose Krystalle von salzartiger Beschaffenheit ab.
Erklärung (S. 30).

3) Übergießen von Natriumlauge mit Salzsäure in einem Becherglase; Herstellung neutraler Reaktion; die Flüssigkeit hat dann einen rein salzigen Geschmack, und aus ihr scheidet sich beim Eindampfen Kochsalz aus.
Erklärung. Natriumlauge ist: NaHO, Salzsäure: HCl und Kochsalz: NaCl; während des Versuches entweicht Wasser in Dampfform, nicht aber Wasserstoff. Mithin muß folgende Umsetzung vor sich gegangen sein:

$$NaHO + HCl = NaCl + H_2O.$$

Wie das Natriumhydroxyd, so wirken auch andere Sauerstoffbasen auf die Salzsäure ein.

4) Übergießen von Kalilauge mit Schwefelsäure in einem Becherglase (Vorsicht!); Herstellung neutraler Reaktion; Entweichen von Wasser in Dampfform; Entstehen eines feinkörnigen Niederschlages.
Erklärung. Die Entstehung dieses Körpers muß in folgender Weise vor sich gegangen sein:

$$2KHO + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O.$$

Wie das Kaliumhydroxyd, so wirken auch andere Sauerstoffbasen auf Schwefelsäure ein.

5) Übergießen von Kupferoxyd mit Salpetersäure in einem Reagensglase und gelindes Erwärmen: das Kupferoxyd löst sich zu einer blauen Flüssigkeit, zu salpetersaurem Kupfer.

Erklärung. Der Prozeß ist nach folgender Gleichung verlaufen:

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O.$$

b) Definitionen.

1) Ein Salz ist die chemische Verbindung einer Säure, aus welcher der Wasserstoff ganz oder teilweise ausgetreten ist, mit einem Metall oder metallähnlichen Körper.

2) Eine Säure ist die chemische Verbindung eines Elementes oder einer Gruppe von Elementen mit Wasserstoff, der bei der Einwirkung eines Metalles, Metalloxydes oder Metallhydroxydes zum Teil oder ganz durch Metall ersetzt werden kann.

3) Basen sind im allgemeinen solche Körper, welche bei ihrer Einwirkung auf Säuren Salze liefern können; dem Begriffe der Salze und Säuren gemäß müssen sowohl Metalle, als Metalloxyde und Metallhydroxyde als Basen bezeichnet werden; gewöhnlich gibt man jedoch nur den letzteren diesen Namen.

c) Die verschiedenen Bildungsweisen der Salze.

Die Salze können gebildet werden: 1) durch Einwirkung der Metalle auf Säuren, wobei der Wasserstoff der letzteren frei wird; Beispiele:

1) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$;
2) $Na + HCl = NaCl + H$;
3) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$;
4) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2$;
5) $K_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2$.

2) Durch Einwirkung eines basischen Oxydes auf eine Säure, wobei neben dem Salze Wasser entsteht; Beispiele:

1) $CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$;
2) $Ag_2O + 2HNO_3 = 2AgNO_3 + H_2O$;
3) $K_2O + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2O$.

3) Durch Einwirkung eines Metalloxydes oder Metallhydroxydes auf das Anhydrid einer Säure; Beispiele:

1) $CaO + SiO_2 = CaSiO_3$;
2) $CaO + CO_2 = CaCO_3$;
3) $Ca(HO)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$.

4) Durch Einwirkung einer eigentlichen Base auf eine Säure, wobei sich der ersetzbare Wasserstoff in

Verbindung mit der entsprechenden Menge Sauerstoff als Wasser ausscheidet; Beispiele:

1) $NaHO + HCl = NaCl + H_2O$;
2) $KHO + HCl = KCl + H_2O$;
3) $2KHO + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$;
4) $CaH_2O_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$;
5) $NaHO + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$.

5) Durch direkte Einwirkung der Salzbildner auf Metalle; (S. 67) Beispiele:

1) $Na + Cl = NaCl$;
2) $Bi + 3Cl = BiCl_3$.

6) Endlich können auch Salze durch Einwirkung von Säuren, Basen und Salzen auf Salze entstehen; Beispiele:

1) $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$;
2) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$;
3) $ZnSO_4 + 2KHO = K_2SO_4 + ZnH_2O_2$;
4) $K_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2KHO$;
5) $K_2CO_3 + CaSO_4 = K_2SO_4 + CaCO_3$;
6) $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 = 2KNO_3 + BaSO_4$.

IV. Die Säuren.

a) Einteilung. Nach ihrer Zusammensetzung zerfallen die Säuren in 3 Klassen: in Haloid-, Oxy- und Sulfosäuren.

Haloidsäuren (Wasserstoffsäuren) sind Verbindungen des Wasserstoffes mit einem Element der Chlorgruppe (mit einem Halogen). Es sind folgende: HCl, HBr, HJ, HFl und HCy.

Säuren, in welchen Wasserstoff mit Sauerstoff und einem andern Nichtmetall (in einigen Fällen auch mit Metallen) verbunden ist, werden Oxysäuren oder Sauerstoffsäuren genannt. Durch Ausscheidung von H in Verbindung mit O erhält man aus den Oxysäuren die Anhydride (wasserfreie Verbindungen). Je nachdem die Säuren 1, 2, 3, 4 Atome H enthalten, die durch eine äquivalente Menge Metall vertreten werden können, unterscheidet man 1-, 2-, 3- und 4atomige Säuren (mono-, di-, tri- und tetrahydrische oder: einbasische, zweibasische Säuren &c.). Die mit dem Wasserstoff verbundene Gruppe wird der Säurerest genannt. Säuren eines und desselben Elementes mit verschiedenem Gehalt an O werden durch ige, unter und über unterschieden, z. B.

Unterchlorige Säure	$HClO$
Chlorige Säure	$HClO_2$
Chlorsäure	$HClO_3$
Überchlorsäure	$HClO_4$.

Sulfosäuren sind Verbindungen des Wasserstoffes mit Schwefel und einem anderen Nichtmetalle, z. B. die Sulfocarbonsäure: H_2CS_3. Die Sulfosäuren und ebenso die Sulfosalze sind von geringer Bedeutung und finden daher in diesem Buche keine nähere Betrachtung.

b) Vorkommen. Die Säuren kommen sowohl in der unorganischen Natur, als auch im Körper der Tiere und Pflanzen vor. Jene nennt man Mineralsäuren oder unorganische Säuren, diese organische Säuren. Im freien Zustande kommen in der Natur vor: Kieselsäure (Sand und Sandstein, Quarz), Bor- und Kohlensäure; meistens treten sie im gebundenen Zustande auf als kohlensaure, schwefelsaure, phosphorsaure, salpetersaure und kieselsaure Salze.

c) Eigenschaften. Saurer Geschmack, färben blaue Lackmusfarbe rot, neutralisieren Basen und bilden damit Salze, sind Lösungsmittel für Metalle und Metalloxyde rc.

V. Die Einteilung der Salze.

Die Salze lassen sich nach verschiedenen Gesichtspunkten einteilen, nämlich:

1) Nach der Art der in denselben enthaltenen Säuren. Man unterscheidet 3 Arten von Säuren: Sauerstoff-, Wasserstoff- und Sulfosäuren. Daraus geht hervor, daß auch 3 Arten von Salzen unterschieden werden müssen: Sauerstoffsalze (Oxysalze), Haloidsalze und Sulfosalze. Die aus Sauerstoffsäuren hervorgehenden Salze nennt man Sauerstoffsalze (Oxysalze) und die aus Haloidsäuren resultierenden Haloidsalze. Erstere sind mindestens ternär zusammengesetzt; letztere bestehen nur aus zwei Elementen, sind binär. Die Namen der verschiedenen Arten der Salze enthält folgende Tabelle:

Säuren.				Salze.		
Name.	Formel.	Säurerest.	Anhydride.	Name.	Formeln. einwertige Metalle.	Formeln. zweiwertige Metalle.
I. Haloidsäuren. Einbasische Säuren.				**I. Haloidsalze.**		
1) Chlorwasserstoffsäure	HCl	Cl	—	Chloride	MCl	MCl_2
2) Bromwasserstoffsäure	HBr	Br	—	Bromide	MBr	MBr_2
3) Jodwasserstoffsäure	HJ	J	—	Jodide	MJ	MJ_2
4) Fluorwasserstoffsäure	HFl	Fl	—	Fluoride	MFl	MFl_2
5) Cyanwasserstoffsäure	HCy	Cy	—	Cyanide	MCy	MCy_2
II. Oxy- oder Sauerstoffsäuren. a) Einbasische.				**II. Oxy- oder Sauerstoffsalze.**		
1) Salpetersäure	$H(NO_3)$	NO_3	N_2O_5	Nitrate	$M(NO_3)$	$M(NO_3)_2$
2) Salpetrige Säure	$H(NO_2)$	NO_2	N_2O_3	Nitrite	$M(NO_2)$	$M(NO_2)_2$
3) Chlorsäure	$H(ClO_3)$	ClO_3	Cl_2O_5	Chlorate	$M(ClO_3)$	$M(ClO_3)_2$
4) Chlorige Säure	$H(ClO_2)$	ClO_2	Cl_2O_3	Chlorite	$M(ClO_2)$	$M(ClO_2)_2$
5) Unterchlorige Säure	$H(ClO)$	ClO	Cl_2O	Hypochlorite	$M(ClO)$	$M(ClO)_2$
6) Metaphosphorsäure	$H(PO_3)$	PO_3	—	Metaphosphate	$M(PO_3)$	$M(PO_3)_2$
b) Zweibasische.						
1) Schwefelsäure	$H_2(SO_4)$	SO_4	SO_3	Sulfate	$M_2(SO_4)$, $MH(SO_4)$	$M(SO_4)$
2) Schweflige Säure	$H_2(SO_3)$	SO_3	SO_2	Sulfite	$M_2(SO_3)$, $MH(SO_3)$	$M(SO_3)$
3) Unterschweflige Säure	$H_2(S_2O_3)$	S_2O_3	S_2O_2	Hyposulfite	$M_2(S_2O_3)$	$M(S_2O_3)$
4) Kohlensäure	$H_2(CO_3)$	CO_3	CO_2	Carbonate	$M_2(CO_3)$, $MH(CO_3)$	$M(CO_3)$
c) Dreibasische.						
1) Phosphorsäure	$H_3(PO_4)$	PO_4	P_2O_5	Phosphate	$M_3(PO_4)$, $M_2H(PO_4)$, $MH_2(PO_4)$	—
2) Borsäure	$H_3(BO_3)$	BO_3	B_2O_3	Borate	—	—
d) Vierbasische.						
1) Kieselsäure	$H_4(SiO_4)$	SiO_4	SiO_2	Silikate	$M_4(SiO_4)$	—
III. Sulfosäuren.				**III. Sulfosalze.**		

Zusatz. Noch einige Namen: Chromate, Manganate, Hypermanganate, Phosphite, Arsenite und Arsenate.

Die Nomenklatur der Salze. 1) Häufig bildet man die Namen der Salze dadurch, daß man dem Namen des Metalles den der Säure als Eigenschaftswort voranstellt, z. B. salpetersaures Kalium, KNO_3. Die ältere Bezeichnungsweise war: salpetersaures Kali (Verschiedenheit der theoretischen Anschauung über die Konstitution der Salze).

2) Neben dieser Benennung ist die folgende im Gebrauche: man unterscheidet die Salze nach den Säuren und bildet den Namen durch Anfügung der Silbe at oder it an den Stamm des lateinischen Namens der Säure (at für die sauerstoffreichere, it für die sauerstoffärmere Säure; durch Vorsetzung von hypo, unter, und hyper, über, werden weitere Unterscheidungen gemacht); so nennt man:

die schwefelsauren Salze Sulfate,
„ salpetersauren „ Nitrate,
„ schwefligsauren „ Sulfite,
„ unterschwefligsauren „ Hyposulfite
„ überchlorsauren „ Hyperchlorate rc.

Diese Namen werden den betreffenden Namen der im Salze enthaltenen Metalle angehängt. Hiezu wählt man die deutschen Namen der Metalle, wenn das Metall nur ein basisches Oxyd bildet, z. B.

Kupfersulfat,
Bleikarbonat rc.

Wenn aber Oxydul- und Oxydsalze unterschieden werden müssen, so gebraucht man die lateinischen Namen der Metalle und hängt für die Oxydulsalze den Buchstaben o und für die Oxydsalze den Buchstaben i an den Stamm des Namens; so spricht man von:

Ferrosulfat (schwefelsaures Eisenoxydul),
Ferrokarbonat (kohlensaures Eisenoxydul),
Ferriphosphat (phosphorsaures Eisenoxyd).

3) Die Haloidsalze werden je nach ihrer Zusammensetzung Chloride oder Chlorüre (Eisenchlorid und Eisenchlorür; oder Ferrichlorid und Ferrochlorid), Bromide, Bromüre rc. genannt.

4) In der Arzneiwissenschaft (Pharmazie) ist ausschließlich eine lateinische Nomenklatur in Gebrauch. Der lateinische Name des Metalles dient als Substantiv; diesem fügt man ein Adjektiv bei, das aus dem Namen der Säure gebildet ist (-icum für die gewöhnliche Säure, -osum für die sauerstoffärmere, die -ige Säure), z. B.

Kalium sulfuricum, schwefels. Kalium,
Natrium sulfurosum, schwefligs. Natrium,
Kalium chloricum, chlorsaures Kalium.

Die Oxydulsalze werden von den Oxydsalzen durch die Wörter oxydulatum und oxydatum unterschieden, z. B.

Ferrum sulfuricum oxydulatum.

Die Bezeichnung der Haloidsalze erfolgt in der Weise, daß man dem lateinischen Namen des Metalles die Worte chloratum, bromatum rc. als Adjektiv hinzufügt, z. B.

Kalium chloratum, Chlorkalium, Kaliumchlorid,
Zincum jodatum, Jodzink.

2) Nach dem Umstande, ob die Salze noch Wasserstoff enthalten oder nicht. Salze, in welchen der Wasserstoff der in denselben enthaltenen Säuren vollständig durch Metalle ersetzt ist, heißen neutrale oder normale Salze, z. B. KNO_3, Na_2SO_4, $CaSO_4$, NaCl. Salze dagegen, in welchen der Wasserstoff der Säure nur teilweise durch Metall ersetzt ist, die also wie Säuren noch ersetzbaren Wasserstoff enthalten, nennt man saure Salze, z. B. saures schwefelsaures Kalium, $KHSO_4$, saures schwefelsaures Natrium, $NaHSO_4$. Eine dritte Art von Salzen sind die basischen; darunter versteht man im allgemeinen solche, in denen der Charakter der Base überwiegend ist.

3) Nach der Reaktion der Salze. Hiernach unterscheidet man: neutral, sauer und basisch reagierende Salze.

Wir wissen, daß aus der gegenseitigen Einwirkung einer Säure und einer Base ein neutral reagierendes Salz hervorgeht. Dies ist jedoch nicht immer der Fall. Nur dann, wenn eine starke Base auf eine starke Säure einwirkt, oder eine schwache Base auf eine schwache Säure, heben sich die Eigenschaften beider Bestandteile vollständig gegenseitig auf (neutralisieren sich), so daß nur in diesem Falle ein neutral reagierendes Salz entsteht. Aus diesem Grunde zeigen die Salze: schwefelsaures Kalium, K_2SO_4, salpetersaures Kalium, KNO_3, schwefelsaures Natrium, Na_2SO_4, salpetersaures Natrium, $NaNO_3$, salpetersaures Barium, $Ba(NO_3)_2$ keine Reaktion auf Pflanzenfarben. Entstehen dagegen aus starken Säuren und schwachen Basen Salze, so müssen dieselben saure Reaktion zeigen, da die schwachen Basen nicht im stande sind, die sauer reagierenden Eigenschaften der starken Säuren vollständig zu neutralisieren; das ist bei fast allen löslichen schwefelsauren und salpetersauren Salzen der schweren Metalle der Fall, z. B. beim schwefelsauren Kupfer, Zink u. s. w. Salze endlich, die aus starken Basen und schwachen Säuren bestehen, z. B. kohlensaures Kalium und Natrium, reagieren basisch, da die sauren Eigenschaften der Säuren nicht hinreichen, um die entgegengesetzten Eigenschaften der starken Basen aufzuheben.

4) Nach der Anzahl der in einem Salze enthaltenen Metalle. Salze, welche nur eine Säure und ein Metall enthalten, heißen einfache Salze; solche dagegen, die aus einer Säure und aus zwei verschiedenen Metallen bestehen, führen den Namen Doppelsalze. So ist z. B. der Alaun ein Doppelsalz und besteht aus schwefelsaurem Kalium und schwefelsaurem Aluminium.

Weitere Unterschiede der Salze. Die Salze unterscheiden sich ferner voneinander durch ihre Form oder Gestalt, durch sehr verschiedene Grade der Löslichkeit, durch Geschmack, Färbung und Krystallwassergehalt. In Bezug auf den letzten Punkt sei bemerkt, daß manche Salze sich, wenn sie aus wässeriger Lösung krystallisieren, mit einer bestimmten Menge Wasser vereinigen, das zum Bestehen ihrer Krystalle notwendig ist und daher Krystallwasser heißt. Wasserfreie Salze sind solche, die kein Krystallwasser enthalten. Manche Salze verlieren ihr Krystallwasser bei gewöhnlicher Temperatur in trockener Luft, wobei die Krystalle zu Pulver zerfallen. Man nennt dies das Verwittern der Salze.

VI. Die Zersetzung der Salze.

a) Vorführung von Versuchen.

1) Man löst verschiedene Salze in einem Reagensglase mit Wasser auf, z. B. Höllenstein, Bittersalz, Zinkvitriol, Kupfervitriol, Chlorzink ꝛc. und setzt zu dieser Lösung eine starke Base, z. B. Kalium-, Natriumhydroxyd oder Ammoniak; die beiden ersten in der Form von Kalium- und Natriumlauge, die letztere als Ammoniakflüssigkeit. In allen Fällen werden Niederschläge entstehen, die ausgeschiedenen Basen.

2) Man löse schwefelsaures Calcium und kohlensaures Kalium und bringe die Lösungen in einem Becherglase zusammen; es bildet sich ein weißer Niederschlag von kohlensaurem Calcium.

3) Ebenso lasse man die Lösungen von salpetersaurem Barium und schwefelsaurem Kalium aufeinander einwirken, wodurch ein weißer, feinpulveriger, schwerer Niederschlag von schwefelsaurem Barium entsteht.

b) Ergebnisse.

Die Salze können zersetzt werden: 1) durch bloßes Erhitzen. Leicht lassen sich auf diese Weise diejenigen Salze zersetzen, deren Säuren schwach und flüchtig sind und deren Metalle schwache Basen bilden. Beispiele:

1) $CaCO_3 = CaO + CO_2$;
2) $KClO_3 = KCl + 3O$ (S. 21).

2) Durch Basen. Setzt man zu einem Salze, das eine schwache Base enthält, eine stärkere Base (Kalium- und Natriumhydroxyd und Ammoniak), so wird die schwächere Base abgeschieden und durch die stärkere ersetzt. Beispiele:

1) $2AgNO_3 + 2NaHO = 2NaNO_3 + Ag_2O + H_2O$;
2) $MgSO_4 + 2NaHO = Na_2SO_4 + MgH_2O_2$;
3) $ZnSO_4 + 2KHO = K_2SO_4 + ZnH_2O_2$;
4) $CuSO_4 + 2KHO = K_2SO_4 + CuH_2O_2$;

5) $ZnCl_2 + 2KHO = 2KCl + ZnH_2O_2$;
6) $K_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2KHO$ (S. 89);
7) $Na_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2NaHO$ (S. 96);
8) $2H_4NCl + CaH_2O_2 = CaCl_2 + 2H_3N + 2H_2O$ (S. 39).

3) Durch Säuren. Läßt man auf ein Salz, das eine schwache Säure enthält, eine stärkere Säure einwirken, so verdrängt die letztere die erstere und setzt sich an deren Stelle. Hiebei geht aus der Einwirkung einer Oxysäure auf ein Haloidsalz eine freie Haloidsäure und ein Oxysalz, und aus der Einwirkung einer Haloidsäure auf ein Oxysalz ein Haloidsalz und eine Oxysäure hervor. Beispiele:

1) $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$ (S. 70);
2) $CaFl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HFl$ (S. 73);
3) $2KCy + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HCy$ (S. 74);
4) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$ (S. 45);
5) $NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$ (S. 37).

4) Durch Salze. Bei der Vermischung zweier verschiedener gelöster Salze findet häufig eine doppelte Zersetzung der beiden Salze in der Weise statt, daß die Säuren ihre Metalle vertauschen, wodurch zwei neue Salze entstehen. Umsetzungen dieser Art finden immer statt, wenn unter den Bestandteilen der zusammengebrachten Körper zwei sind, die eine unlösliche Verbindung miteinander bilden, oder eine Verbindung, die weniger löslich ist, als die ursprünglichen Salze; immer bildet sich dann dieser unlösliche oder weniger lösliche Körper (Berthollетsches Gesetz). Beispiele:

1) $K_2CO_3 + CaSO_4 = CaCO_3 + K_2SO_4$;
2) $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 = 2KNO_3 + BaSO_4$.

5) Durch den elektrischen Strom (S. Physik).

6) Durch das Licht (S. Physik).

c) Praktische Verwertung dieser Reaktionen.

1) Die Zersetzbarkeit der Salze durch Wärme wird u. a. benützt: α) zur Darstellung von gebranntem Kalk.

β) Zur Fabrikation der rauchenden oder Nordhäuser Schwefelsäure (S. 59).

γ) Zur Darstellung von Sauerstoff durch Erhitzen von $KClO_3$ (S. 20).

2) Die Zersetzung der Salze durch Basen wird angewandt: α) zur Darstellung von Hydroxyden und Oxyden: man fällt ein lösliches Salz durch eine Alkalibasis, wodurch man meistens einen Niederschlag eines Hydroxyds erhält; durch Filtration wird

dasselbe von der Flüssigkeit getrennt, dann ausgewaschen und zur Verwandlung ins wasserfreie Oxyd geglüht.

β) Insbesondere zur Darstellung des Ammoniaks (S. 39) und des Kalium- und Natriumhydroxydes (S. 89).

3) Auf der Zersetzbarkeit der Salze durch eine Säure beruht die Darstellung folgender Säuren: der Salzsäure aus Kochsalz und Schwefelsäure (S. 70).

Der Flußsäure aus Flußspat und Schwefelsäure (S. 73).

Der Blausäure aus Cyankalium und Schwefelsäure (S. 74).

Der Kohlensäure aus Kreide und Salzsäure (S. 45).

Der Kieselsäure aus kieselsaurem Natrium und Salzsäure; der Borsäure aus Borax und Salzsäure; der Salpetersäure aus salpetersaurem Natrium und Schwefelsäure, und der Phosphorsäure aus Knochen durch Schwefelsäure.

4) Die Zersetzbarkeit der Salze durch Salze wird benützt: α) Um hartes Wasser weich zu machen: $CaSO_4 + K_2CO_3 = K_2SO_4 + CaCO_3$ oder: $H_2Ca(CO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2HKCO_3$.

β) Zur Gewinnung verschiedener Salze.

5) Auf der Elektrolyse der Metallsalze beruht die Galvanoplastik, das galvanische Vergolden, Versilbern ꝛc.

6) Die Zersetzungen durch das Licht bilden die Grundlage der Photographie.

Zweiter Abschnitt.

Die Metalle und deren Verbindungen.

a) Leichte Metalle.

α) Metalle der Alkalien.

§. 23. Das Kalium, Kalium, K = 39.

a) Eigenschaften.

Versuche. 1) Vorzeigen von Kalium, das in Steinöl aufbewahrt wird, Zerschneiden mit einem Messer, Beobachtung der glänzenden Schnittfläche und des Verschwindens des Metallglanzes.

2) Man läßt einige Scheibchen K in einer Porzellanschale längere Zeit an der Luft liegen und untersucht dann den mit Wasser verdünnten Rückstand auf seine Reaktion: rotes Lackmuspapier wird geblaut, Curcumapapier gebräunt, blaues bleibt unverändert.

3) Man erhitzt ein Stückchen K in einer Porzellanschale über einer Lampe solange, bis es sich entzündet; es brennt mit leuchtender Flamme unter Entwicklung eines weißen Rauches.

4) Schmelzen von K in einem Reagensgläschen in Steinöl!

5) Man bringt auf Wasser, das sich am besten in einem etwas hohen Glasgefäße befindet, ein Stückchen K. Das Metall schwimmt

auf dem Wasser und wirkt mit größter Heftigkeit auf dasselbe ein. Die dabei entstehende Hitze ist so groß, daß es zu einer Kugel zusammenschmilzt, die auf der Flüssigkeit hin- und hergleitet. Die Kaliumkugel entwickelt hiebei intensiv violettes Licht und weiße, zum Husten reizende Dämpfe. Das Metall verschwindet schließlich unter einer gelinden Explosion, und nach dem Versuche zeigt das Wasser starke, alkalische Reaktion.

Es ist ein silberweißes, stark glänzendes Metall. Bei gewöhnlicher Temperatur ist es weich, geschmeidig, wie Wachs mit dem Messer zerschneidbar, in der Kälte wird es spröde, bei 62° schmilzt es zu einer Flüssigkeit, die bei der Rotglühhitze verdampft und ein Gas bildet. Sein spezifisches Gewicht beträgt nur 0,86.

Das K hat zum O eine sehr große Zuneigung; diese ist so groß, daß es sich mit ihm schon bei gewöhnlicher Temperatur verbindet. Daher kommt es, daß es an der Luft sogleich anläuft, indem es sich oxydiert; es entzieht sogar rasch dem Wasser Sauerstoff, wobei H frei wird, der sich entzündet, $H_2O + K = KHO + H$. Wegen dieser leichten Oxydierbarkeit kann das K nicht an der Luft aufbewahrt werden; man bewahrt es in einer sauerstoffreien Flüssigkeit, gewöhnlich in Steinöl, das aus C und H besteht, auf. An der Luft erhitzt, verbrennt es mit violetter Flamme.

b) Vorkommen.

In allen drei Naturreichen, jedoch niemals rein, sondern nur in Verbindungen; als Kaliumsilikat findet es sich im Feldspat, Glimmer, welche Silikate Hauptgemengteile der krystallinischen Gesteine sind; als Auswitterung des Bodens findet sich der Salpeter, KNO_3, in manchen Gegenden; besonders viel Kalium enthalten die Staßfurter Abraumsalze (Sylvin, KCl, Carnallit, $KMgCl_3 + 6H_2O$, Kainit); in der Asche der Landpflanzen und des Blutes.

Kreislauf. Durch Verwitterung kaliumhaltiger Mineralien (Feldspat, Glimmer, Augit, Hornblende) und Gesteine (Granit, Syenit, Porphyr, Gneis) gelangt das Kalium in Form löslicher Verbindungen (kieselsaures Kalium) in die Ackerkrume und von da in die Pflanzen; viele Kulturpflanzen, die sogenannten Kalipflanzen: Tabak, Rüben und Wein, beanspruchen zu ihrem Gedeihen mehr Kalium als sich für gewöhnlich im Boden befindet; diese nötige Zufuhr von Kalium wird bethätigt durch Düngen mit Asche (K_2CO_3) und den Staßfurter Abraumsalzen. In den Pflanzen ist das K mit organischen Säuren verbunden (weinsaures Kalium); mit den Pflanzen gelangt das Kalium in den Tierkörper, aus dem es wieder durch die Exkremente in die unorganische Natur übertritt; auch durch Verwesung der Tiere und Pflan-

zen wird es derselben wieder zurückgegeben, um von neuem den Kreislauf durch die organische Natur zu beginnen.

Gewinnung. K wird im großen dadurch hergestellt, daß man die Sauerstoffverbindungen desselben, namentlich K_2CO_3, mit Kohle innig mengt und das Gemenge in einer eisernen Retorte stark glüht. Die Kohle oxydiert sich auf Kosten des O, der in der Verbindung enthalten ist, das K wird frei, entweicht als Dampf und wird in Vorlagen unter Steinöl kondensiert: $K_2CO_3 + 2C = 3CO + K_2$.

c) Verbindungen.

Das K zeigt große Affinität und verbindet sich mit fast allen Nichtmetallen, meistens direkt und unter Feuererscheinung.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Kaliumoxyd oder Kali, K_2O, das durch Oxydation des K in vollkommen trockener Luft sich bildet und eine grauweiße Masse ist.

2) Das Kaliumhydroxyd, Kalihydrat, Ätzkali, kaustisches Kali, KHO; dasselbe entsteht durch Einwirkung von Wasser auf Kali ($K_2O + H_2O = 2KHO$), sowie durch Einwirkung von K auf Wasser. Im großen wird es dargestellt, indem man eine Lösung von Pottasche mit gelöschtem Kalke kocht:

$$K_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2KHO.$$

Zu diesem Zwecke erhitzt man eine Lösung von 1 Tl. kohlensaurem Kalium, K_2CO_3, in 12 Tl. Wasser bis zum Sieden und setzt hierauf, ohne das Sieden zu unterbrechen, zu dieser Flüssigkeit Kalkbrei in kleinen Portionen. Hiebei verdrängt das in dem gelöschten Kalke enthaltene Metall Ca das K des kohlensauren Kaliums und bildet so kohlensaures Calcium, während das Kalium die Stelle des Calciums einnimmt, wodurch Kaliumhydroxyd entsteht. Das so entstandene unlösliche kohlensaure Calcium setzt sich zu Boden, so daß die darüber stehende Flüssigkeit, die unter dem Namen Kaliumlauge bekannt ist, allmählich klar wird. Um das Kaliumhydroxyd in feste Form zu bringen, wird diese Flüssigkeit bis zur Sirupdicke eingedampft und dann in Formen gegossen, in denen sie zu einer sehr harten, weißen Masse erstarrt.

So dargestellt, bildet das KHO einen weißen, harten, krystallinischen Körper (Lapis causticus, Ätzstein). Es löst sich leicht in Wasser und zieht, der Luft ausgesetzt, begierig Feuchtigkeit und CO_2 an. Die wässerige Lösung des KHO, Kalilauge (Kaliumlauge) genannt, ist eine höchst ätzend schmeckende, stark alkalisch reagierende Flüssigkeit, die auf Tier- und Pflanzenstoffe zerstörend einwirkt. Verwendung findet das KHO in den Laboratorien, in der Medizin, sowie in der Seifensiederei.

β) Sulfide.

Unter den 5 Verbindungen, welche das K mit S bildet, sind das Einfach- und Fünffach-Schwefelkalium die wichtigsten, K_2S

und K_2S_5. Beide lösen sich in H_2O; die Lösung hat alkalisch bitteren Geschmack und alkalische Reaktion. Die letztere Verbindung ist eine leberbraune, bröcklichte, nach Schwefelwasserstoff riechende Substanz, die unter dem Namen Schwefelleber in der Medizin zu Schwefelbädern benützt wird.

γ) Haloidsalze.

1) Das Chlorkalium (Kaliumchlorid), KCl, ein Mineral, das sich unter dem Namen Sylvin in dem Staßfurter Steinsalzlager findet; in geringer Menge kommt es auch im Meer- und Mineralwasser, sowie in Pflanzen und Tieren vor. Es krystallisiert in glasglänzenden, durchsichtigen Würfeln, schmeckt wie Kochsalz und ist in H_2O leicht löslich.

2) Das Jodkalium, KJ; in der Asche mancher Seepflanzen und in Mineralwässern; Anwendung in Medizin und Photographie; Ozonometer.

3) Das Bromkalium, KBr; im Meerwasser und in manchen Heilquellen (Kreuznach); Anwendung wie KJ.

4) Das Cyankalium, KCy; eine weiße, leicht lösliche, an der Luft zerfließliche Masse; höchst giftig, riecht nach Blausäure, da dieselbe von der CO_2 der Luft ausgetrieben wird; wird zur galvanischen Versilberung und Vergoldung angewendet. Das Schwefelcyankalium (Rhodankalium), KCyS, krystallisiert in wasserhellen Nadeln, welche sich leicht in Wasser und Alkohol lösen, und ist ein empfindliches Reagens auf Eisenoxydsalze, mit denen es eine blutrote Färbung bildet.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Kalium (Kaliumkarbonat, die Pottasche), K_2CO_3; dieselbe wird gewonnen aus der Asche der Landpflanzen, namentlich des Holzes; aus dem in Staßfurt im großen gewonnenen Sylvin, aus welchem durch Zusatz von H_2SO_4 zunächst K_2SO_4 entsteht, das mit C und $CaCO_3$ erhitzt, die Pottasche gibt (man vergleiche die Sodagewinnung); durch Glühen von weinsaurem Kalium oder Weinstein.

Die Asche der Pflanzen enthält die unorganischen Bestandteile, welche die Pflanzen während ihres Wachstumes aus dem Boden aufgenommen haben. Diese Stoffe sind in H_2O teils löslich, teils unlöslich. Den Hauptbestandteil der löslichen Masse macht das kohlensaure Kalium aus. Dieses erhält man neben schwefelsaurem Kalium und Chlorkalium als rohe Pottasche, indem man Holzasche auslaugt, die Lösung zur Trockne eindampft und den Rückstand glüht (calciniert). Löst man diese rohe Pottasche in wenig H_2O auf, so daß sich nur das kohlensaure Kalium löst, so erhält man durch Eindampfen dieser Lösung gereinigte Pottasche.

Das kohlensaure Kalium ist eine weiße, bröcklichte Masse, die an der Luft rasch zerfließt, laugenhaft schmeckt, stark alkalisch reagiert und sich in H_2O leicht löst.

Man benützt dasselbe zur Bereitung der Seifensiederlauge, zur Glasfabrikation und zur Darstellung verschiedener Kaliumpräparate.

Durch Einleiten von CO_2 in gelöste K_2CO_3 entsteht das doppeltkohlensaure Kalium (Kaliumbikarbonat), $KHCO_3$:

$$K_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2KHCO_3.$$

Versuche. 1) Man binde über einen Topf ein Stück Leinwand so, daß es in der Mitte eine Vertiefung bildet, fülle diese mit Buchenasche fest an und gieße kochendes H_2O in kleinen Portionen darüber; die durchgelaufene Flüssigkeit, Lauge, welche K_2CO_3 gelöst enthält, filtriere man und dampfe sie ein, so hat man rohe Pottasche.

2) Man untersuche die Reaktion der Pottasche!

3) Man gieße nebeneinander in Regen- und Brunnenwasser etwas Pottaschenlösung; welche Erscheinung tritt ein? Wie erklärt sie sich[1]?

4) Man glühe in einer eisernen Schale kleesaures Kalium! ($K_2C_2O_4 + H_2O = K_2CO_3 + CO + H_2O$.)

5) Man leite in eine gesättigte Lösung von gereinigter Pottasche Kohlensäure; aus der Lösung scheiden sich nach einiger Zeit Krystalle von $KHCO_3$ aus.

2) Das schwefelsaure Kalium (Kaliumsulfat), K_2SO_4. Dasselbe entsteht durch Neutralisation von H_2SO_4 mit KHO, durch Einwirkung von H_2SO_4 auf K_2CO_3 oder KCl u. s. w. ($K_2CO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + CO_2 + H_2O$), krystallisiert in harten, farblosen Krystallen, die bittersalzig schmecken und in H_2O schwer löslich sind; wird benützt: Medizin, zur Darstellung von Pottasche, zur Alaunbereitung und als Düngmittel.

3) Das salpetersaure Kalium (Kaliumnitrat, der Salpeter), KNO_3. Der Salpeter kommt teils fertig gebildet in der Natur vor, teils wird er künstlich dargestellt. Der natürlich vorkommende führt im Handel den Namen: Höhlensalpeter, indischer Rohsalpeter oder Kehrsalpeter; der künstlich gewonnene ist entweder sogenannter Plantagensalpeter oder Konversionssalpeter.

---

1) Sogenanntes hartes Wasser enthält Gips und kohlensaures Calcium gelöst. Ersterer setzt sich mit Pottaschenlösung in der Weise um, daß schwefelsaures Kalium und kohlensaures Calcium entsteht:

$$CaSO_4 + K_2CO_3 = K_2SO_4 + CaCO_3,$$

wovon das letztere als unlöslich zu Boden fällt, während ersteres in H_2O gelöst bleibt.

Das im H_2O gelöste doppelt kohlensaure Calcium verwandelt sich beim Zusatze von Pottasche in einfach kohlensaures Calcium, das allmählich zu Boden sinkt, während gleichzeitig doppelt kohlensaures Kalium entsteht, das in Lösung bleibt, $H_2Ca(CO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2HKCO_3$. In beiden Fällen entsteht weiches Wasser.

Der Salpeterbildungsprozeß (die Nitrifikation). Es ist bekannt, daß sich an alten Wänden, die längere Zeit von tierischen Substanzen (Urin) durchdrungen wurden, z. B. an alten Wänden in Viehställen, an Mauern von Dungstätten, eine zarte, weiße, haarförmige Substanz bildet, die man Mauerfraß oder Salpeterfraß nennt. Solche Auswitterungen findet man auch in Höhlen und auf der Oberfläche des Bodens in Spanien, Ungarn, Ägypten, Ostindien, Amerika u. s. w. An all den Orten, an denen man derartige Bildungen beobachtet, sind stickstoffhaltige organische Stoffe und verwitterbare Gesteine vorhanden, ein Umstand, in dem die Entstehung jener aus salpetersauren Salzen bestehenden Auswitterungen ihre Erklärung findet: indem stickstoffhaltige organische Stoffe verwesen, entwickeln sie Ammoniak, das sich zum Teile in der Luft verbreitet, zum Teile vom Boden absorbiert wird. Unter dem Einflusse des porösen Erdreiches oxydiert sich das Ammoniak zu Salpetersäure; diese verbindet sich sodann mit den im Boden enthaltenen Basen zu salpetersauren Salzen [1]). Die auf diese Weise entstandene salpeterhaltige Erde wird mit Wasser ausgelaugt und die erhaltene Lösung abgedampft. Der Rückstand wird unter dem Namen Höhlensalpeter, indischer Rohsalpeter in den Handel gebracht.

Die Salpeterplantagen. Künstlich ahmt man den Salpeterbildungsprozeß in den sogenannten Salpeterplantagen nach. Dieselben bestehen aus großen Haufen von Gartenerde, Kalkschutt, Holzasche und tierischen Abfällen aller Art. Diese Bestandteile werden gut durcheinander gemengt und von Zeit zu Zeit mit Wasser oder Jauche übergossen. Ein leichtes Dach schützt die Haufen vor Regen. Die Luft dagegen hat von allen Seiten Zutritt. Nach Verlauf mehrerer Jahre enthalten die Haufen soviel Salpeter, daß sie ausgelaugt werden können. Da die erhaltene Salzlauge neben salpetersaurem Kalium auch salpetersaures Calcium und Magnesium enthält, so versetzt man dieselbe mit Pottasche, so daß sich durch Wechselzersetzung salpetersaures Kalium und kohlensaures Calcium, resp. Magnesium bildet:

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2KNO_3.$$

Die zwei letzteren Verbindungen bilden unlösliche Niederschläge; erstere bleibt in Lösung. Durch Eindampfen derselben erhält man den sogenannten Plantagensalpeter in Form einer braunen Masse, die durch Umkrystallisieren gereinigt werden kann [2]).

---

1) Den von den Chemikern Schlösing und Müntz im Jahre 1880 angestellten Untersuchungen zufolge ist die Salpeterbildung kein rein chemischer Vorgang, sondern es sind dabei organische Geschöpfe von mikroskopischer Kleinheit thätig, nitrificierende Fermente. Professor Winogradsky in Zürich ist es 1890 gelungen, diese die Nitrifikation mit bewirkenden Mikroben zu isolieren, was den ersteren Forschern nicht möglich war. Sie wurden von ihm Nitromonaden genannt. — 2) In den sogenannten Komposthaufen, die man häufig in Gärten findet, bilden sich auch verschiedene salpetersaure Salze. Da nun H_3N und HNO_3 wichtige Pflanzennahrungsmittel sind, so erklärt sich hieraus die Düngerkraft dieser Haufen.

Konversionssalpeter. In der neueren Zeit stellt man bedeutende Mengen von Kaliumsalpeter aus dem in Peru und Chile in großen Massen natürlich vorkommenden salpetersauren Natrium, Chilisalpeter genannt, dar. Es geschieht dies dadurch, daß man die Lösung dieses Körpers mit der Lösung von Chlorkalium kocht. Während des Erhitzens setzen sich beide Körper in salpetersaures Kalium und Chlornatrium um:

$$NaNO_3 + KCl = KNO_3 + NaCl.$$

Man nennt diesen Salpeter zum Unterschiede von dem indischen und Plantagensalpeter Konversionssalpeter.

Der Salpeter bildet farblose, durchsichtige, säulenförmige Krystalle des rhombischen Systemes, die zuerst kühlend, dann salzig-bitter schmecken. Dieses Salz löst sich leicht in H_2O und seine Löslichkeit nimmt mit der Temperatur bedeutend zu. Bis auf 350° erhitzt, schmilzt es; noch stärker erhitzt, zersetzt es sich, indem O entweicht und salpetrigsaures Kalium zurückbleibt. Da der schmelzende Salpeter an oxydierbare Körper sehr leicht O abgibt, so verpuffen solche Körper, mit Salpeter erhitzt.

Hierauf gründet sich seine Anwendung zu Schießpulver und anderen Feuerwerkssätzen. Der Salpeter dient ferner zur Konservierung des Fleisches (Einpökeln), zur Darstellung der Salpetersäure und als Medikament.

Das Schießpulver[1]) ist ein gekörntes Gemenge von Salpeter, Schwefel und Kohle. Seine Zusammensetzung im Durchschnitte wird durch folgende Formel ausgedrückt:

$$2KNO_3 + S + 3C.$$

Dieser Formel gemäß enthält das Schießpulver 75% Salpeter, 12% S und 13% Kohle. Bei der Entzündung desselben vereinigt sich der Kohlenstoff mit dem O des Salpeters zu Kohlensäure, wodurch Stickstoff frei wird; der Schwefel aber verbindet sich mit dem Kalium zu Schwefelkalium. Diesen Hauptvorgang der Zersetzung macht die folgende Gleichung anschaulich:

$$2KNO_3 + S + 3C = K_2S + 3CO_2 + 2N.$$

Neben diesen wesentlichsten Verbrennungsprodukten entstehen jedoch auch noch schwefelsaures und kohlensaures Kalium, welche mit dem Schwefelkalium den festen Rückstand bilden, sowie Kohlenoxyd, Wasserstoff, Schwefelwasserstoff; diese letzteren Körper machen nebst Kohlensäure und Stickstoff die Explosionsgase aus. Im luftförmigen Zustande nehmen dieselben einen viel größeren Raum ein, als die festen Stoffe, aus denen sie sich bilden und werden zudem durch die Hitze noch sehr stark ausgedehnt. Aus diesem Grunde üben sie auf die Wände der sie

---

1) Gewöhnlich schreibt man dem Benediktinermönch Berthold Schwarz in Freiburg im Breisgau (um 1330) die Erfindung des Schießpulvers zu; allein dieselbe datiert aus einer viel früheren Zeit; wahrscheinlich waren die alten Inder und Chinesen die ersten, die eine dem Schießpulver ähnliche Mischung in Gebrauch hatten.

einschließenden Gefäße einen bedeutenden Druck aus und schleudern die Kugeln der Schießgewehre mit großer Gewalt fort.

Versuche. 1) Man löse Pottasche in heißem Wasser und neutralisiere die Lösung vollständig mit HNO_3! Hierauf filtriere man und lasse das Filtrat erkalten; man findet sodann Krystalle von KNO_3 in ihm; wie erklärt sich dieser Vorgang? woher rührt das beobachtete Aufbrausen? ($K_2CO_3 + H_2O + 2HNO_3 = 2KNO_3 + 2H_2O + CO_2$.)

2) Man erhitze in einem Glasröhrchen [1]) Salpeter: er schmilzt und entwickelt bei stärkerem Erhitzen Sauerstoff; der Rückstand enthält salpetrigsaures Kalium, KNO_2.

3) Wirft man KNO_3 auf glühende Kohle oder erhitzt man es auf Kohle vor dem Lötrohr, so tritt Verpuffung ein.

4) Man bringe an einem Platindraht [2]) eine Probe KNO_3 in die Weingeist- oder Leuchtgasflamme, oder reibe den Docht der ersteren damit ein: die Flamme wird violett.

5) Man versetze eine gesättigte, wässerige Lösung von KNO_3 mit Platinchlorid: es entsteht ein gelber Niederschlag von $PtCl_4 + 2KCl$.

4) Das chlorsaure Kalium (Kaliumchlorat), $KClO_3$. Man erhält dieses Salz durch Einleiten von Chlor in heiße Kalilauge: $6KHO + Cl_6 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$. Es bildet weiße Krystallblättchen; sehr leicht zersetzbar, dient dieses Salz zur Darstellung des O und bildet die Grundlage der Feuerwerkerei.

Versuche. 1) In einem Mörser reibe man vorsichtig eine kleine Messerspitze voll $KClO_3$ mit gleichviel S: es erfolgen mehr oder weniger starke Detonationen.

2) Man mischt $KClO_3$ mit der Hälfte seines Gewichtes Zucker; läßt man nun einen Tropfen H_2SO_4 auf diese Mischung fallen, so entzündet sie sich und verbrennt mit violetter Flamme.

3) Man mische 3 Teile $KClO_3$ und einen Teil Schwefelblumen in gelösten Gummi; tauche Holzstäbchen ein und lasse sie trocknen; führt man diese nun in H_2SO_4, so entzünden sie sich.

4) Man erhitze ein wenig $KClO_3$ auf Kohle vor dem Lötrohre!

5) Das unterchlorigsaure Kalium (Kaliumhypochlorit), KClO, nur in Lösung bekannt; dient als Fleckenwasser und als Bleichmittel. (Javellesche Lauge.)

6) Das kieselsaure Kalium (Kaliumsilikat), K_2SiO_3. Bestandteil wichtiger Mineralien, z. B. des Feldspats; dargestellt durch Zusammenschmelzen von Kieselerde mit K_2CO_3; die erhaltene Masse

---

1) Wenn man feste Körper in Röhrchen erhitzen will, so müssen letztere völlig trocken sein. Man trocknet Probierröhrchen, indem man sie über der Lampe erwärmt und durch ein bis zum Boden eingeführtes Glasrohr die Luft aussaugt. — 2) Man biegt das Ende des Platindrahtes ösenartig um, feuchtet es an und taucht es dann in die Substanz ein; um den Draht bequem halten zu können, schmilzt man ihn in ein Glasröhrchen ein.

ist glasartig und farblos. Die Lösung in Wasser heißt Wasserglas. (S. dieses.)

7) Das oxalsaure Kalium, $K_2C_2O_4$. (S. Kleesäure); 8) das saure weinsaure Kalium (Weinstein), $KHC_4H_4O_6$. (S. Weinsäure.) 9) Das chromsaure Kalium. (S. Chrom.)

Erkennung der Kaliumverbindungen[1]). 1) Fast alle Kaliumverbindungen sind in H_2O löslich.

2) Die Kaliumsalze sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist (chromsaures Kalium).

3) Die Kaliumverbindungen färben die Flamme violett, und das Spektrum des Kaliums besteht aus einer roten und einer violetten Linie.

4) Platinchlorid erzeugt in den neutralen oder sauren Lösungen der Kaliumsalze einen gelben Niederschlag von Kaliumplatinchlorid, $2KCl + PtCl_4$. (In einem Uhrglase auszuführen!)

§. 24. Das Natrium, Natrium, Na = 23.

a) Eigenschaften.

Versuche. Dieselben Versuche wie bei K. Es treten die gleichen Erscheinungen ein; nur verbrennt das Na mit gelber Farbe, und wenn es auf Wasser geworfen wird, entzündet sich der freiwerdende Wasserstoff nicht.

Das Na hat dieselben Eigenschaften, wie das K, nur ist es etwas weicher, schmilzt erst bei 96°, läuft an der Luft etwas weniger rasch an, hat das spez. Gewicht 0,97 und verbrennt mit intensiv gelber Flamme.

b) Vorkommen.

Wie das K vielfach verbreitet, in allen 3 Naturreichen. Die wichtigsten natürlich vorkommenden Na-Verbindungen: Kochsalz, NaCl; Glaubersalz, Na_2SO_4; Soda, Na_2CO_3; Borax, $Na_2B_4O_7$. Die Asche der Strandpflanzen enthält Soda; Natriumverbindungen kommen auch im Blute der Tiere vor.

Gewinnung. Wird ebenso dargestellt wie K, durch Glühen von kohlensaurem Na.

c) Verbindungen.

Das Na hat wie das K große Affinität zu den Elementen; die Formen und Eigenschaften seiner Verbindungen sind denen des K analog.

---

1) Die hier und bei den nachfolgenden Metallen unter dieser Überschrift angegebenen Reaktionen können als Übungsstoff ausgeführt werden, falls dies nicht schon vorher bei den einzelnen Salzen geschehen ist.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Natriumoxyd oder Natron, Na_2O.

2) Das Natriumhydroxyd, NaHO. Darstellung und Eigenschaften wie Kaliumhydroxyd:

$$Na_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2NaHO.$$

Das feste Ätznatron führt im Handel den Namen Soda- oder Seifenstein: die Lösung des Natriumhydroxyds heißt Natron- oder Natriumlauge.

β) Sulfide.

Die Sulfide des Na sind denen des K in Darstellung und Eigenschaften fast vollständig gleich.

γ) Haloidsalze.

1) Das Chlornatrium oder Kochsalz (Natrium chloratum), NaCl. Dasselbe findet sich in der Natur teils im festen Zustande als Steinsalz und Steppen- oder Wüstensalz, teils im aufgelösten als Meersalz im Ozean, sowie in vielen Binnenmeeren und als Solsalz in zahlreichen aus dem Erdinnern hervortretenden Quellen. Man gewinnt es je nach seinem Vorkommen entweder durch Bergbau oder durch Eindampfen salzhaltigen Wassers.

Das Kochsalz krystallisiert in Würfeln, hat einen salzigen Geschmack, ist in feuchter Luft etwas hygroscopisch und im Wasser ziemlich leicht löslich. Beim Erhitzen verknistert (decrepitiert) es, d. h. das feste Salz zerspringt und zerfällt in ein feines Pulver. Diese Erscheinung rührt daher, daß das Kochsalz beim Krystallisieren kleine Mengen Wasser einschließt, das beim Erhitzen dampfförmig wird und die Krystalle auseinandersprengt.

Bedeutung des Kochsalzes. 1) Es ist für das Wohlsein und die Leistungsfähigkeit des Menschen von hoher Bedeutung und scheint überhaupt für den Lebensprozeß unentbehrlich zu sein, da alle Säfte des Menschen Kochsalz oder die Bestandteile desselben enthalten; so das Blut, dessen Menge an Kochsalz in der Regel mehr als die Hälfte des Gesamtgewichtes aller übrigen unverbrennlichen Bestandteile beträgt, ferner der Harn, der Speichel und die Thränen; auch die im Magensafte vorkommende freie Salzsäure, die eine Hauptbedingung der Verdauung ist, sowie das in der Galle sich vorfindende Natron stammen vom Kochsalz. Daraus geht aber hervor, daß dasselbe nicht bloß Würze, sondern notwendiges Bedürfnis ist, durch dessen Ausschluß die Verdauung gehemmt wird.

2) Auch die Tiere bedürfen einer salzhaltigen Nahrung, insbesondere die Haustiere; sie können ihr Futter nur dann vollkom-

men ausnützen, wenn demselben reichliche Gaben von Kochsalz zugesetzt werden.

3) Eine weitere Bedeutung des Kochsalzes beruht in seinen konservierenden Wirkungen; diese benützt man zum Einsalzen oder Pökeln von Fleisch, Fischen und Gemüsen.

4) Endlich ist das Kochsalz auch für die chemische Industrie von der allergrößten Wichtigkeit, indem es zur Darstellung der Soda, der Salzsäure, des Chlors, des Salmiaks, zum Glasieren des Steingutes u. s. w. dient.

Fragen. 1) Wie verfährt man bei der Gewinnung des NaCl aus künstlichen und natürlichen Solen? Wie bei seiner Gewinnung aus Meerwasser?

2) Wo befinden sich folgende bedeutende Steinsalzlager: Wieliczka, Bochnia, Dürrheim, Friedrichshall, Schwäbisch-Hall, Berchtesgaden, Staßfurt und Cordona?

Versuche. 1) Man erhitze Kochsalz in einem Glasröhrchen oder in einer Porzellanschale! (Es verknistert und schmilzt bei stärkerem Erhitzen.)

2) Eine an Platindraht befindliche Probe Kochsalz führe man in den äußeren Rand einer Weingeistflamme oder reibe den Docht einer Weingeistflamme mit NaCl ein und zünde denselben an! (Die Flamme wird gelb gefärbt; beleuchtet man mit dieser gelben Flamme einen Krystall von doppelt chromsaurem Kalium, $K_2Cr_2O_7$, so erscheint der Krystall weiß.)

3) Man gieße konzentrierte H_2SO_4 auf NaCl in einem Becherglase! (Es entwickeln sich unter Schäumen stechend riechende Dämpfe von HCl: $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$.)

4) Man löse NaCl in Wasser und prüfe die Lösung auf ihre Reaktion! (Reagiert neutral.)

5) Man versetze die Lösung von NaCl mit salpetersaurem Silber, füge hierauf H_3N zu und sodann HNO_3! (Es entsteht zunächst ein weißer, käsiger Niederschlag von Chlorsilber: $NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl$; dieser Niederschlag löst sich in H_3N, nicht aber in HNO_3; die ammoniakalische Lösung des AgCl wird daher beim Ansäuren mit HNO_3 wieder gefällt; AgCl färbt sich am Lichte violett.)

6) Man sättige kohlensaures Na mit Salzsäure und dampfe zur Krystallisation ein! ($Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2CO_3$.)

2) Die übrigen Haloidsalze sind den entsprechenden Kaliumsalzen analog.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Natrium (Natriumkarbonat, die Soda), Na_2CO_3.

Vorkommen. Das kohlensaure Natrium findet sich an manchen Orten der Erde als Bestandteil von Auswitterungen des Bodens und im Wasser gelöst (in Ungarn, in den sogenannten Natronseen Ägyptens und Armeniens). Ferner ist es ein vorwiegender Be-

standteil der Asche gewisser See- und Strandpflanzen (Tang, Salzkraut, Glaskraut). Die Asche dieser Pflanzen kam ehedem unter dem Namen Barilla aus Spanien, Varec aus der Normandie, Kelp aus Schottland und Irland, und wurde zur Gewinnung der reinen Soda benützt. Gegenwärtig stellt man fast alle Soda aus Kochsalz mittelst englischer Schwefelsäure dar.

Darstellung. Der Prozeß der Sodabereitung aus Kochsalz zerfällt in drei Phasen, von welchen die beiden letzteren in der Ausführung zusammenfallen: 1) Zunächst wird Kochsalz mit Schwefelsäure übergossen und die erhaltene Masse in einem sogenannten Flammenofen [1]) erhitzt. Hiebei entsteht schwefelsaures Natrium und Salzsäure ($2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$). Letztere wird im Wasser aufgefangen und liefert den größten Teil der im Handel vorkommenden Salzsäure.

2) Die zweite Phase besteht darin, daß man das getrocknete schwefelsaure Natrium durch Glühen mit Kohle zu Schwefelnatrium reduziert ($Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$).

3) Die dritte Umwandlung endlich besteht in der Überführung des Schwefelnatriums in kohlensaures Natrium und Schwefelcalcium durch kohlensaures Calcium ($Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$ [2])). Die beiden letzteren Prozesse werden in einer Operation ausgeführt, indem man das schwefelsaure Natrium gleichzeitig mit Kohle und kohlensaurem Calcium zum Schmelzen erhitzt.

Die geschmolzene Masse, rohe Soda genannt, wird mit heißem Wasser übergossen; das kohlensaure Natrium löst sich auf und die übrigen Bestandteile sinken als unlösliche Verbindungen zu Boden. Die Lösung der Soda wird schließlich eingedampft und der erhaltene Rückstand geglüht (calcinierte Soda; neben 85—90% Na_2CO_3 noch Na_2S, Na_2SO_4 und NaCl). Löst man dieselbe zum Zwecke der Reinigung abermals auf und läßt die Lösung krystallisieren, so erhält man die sogenannte krystallisierte Soda, $Na_2CO_3 + 10H_2O$.

Die krystallisierte Soda bildet große, klare, monokline Prismen, ist in H_2O leicht löslich und reagiert stark alkalisch. An der Luft verwittern die Krystalle sehr schnell, indem sie unter Abgabe ihres Krystallwassers undurchsichtig werden und zu einem weißen Pulver zerfallen.

Die Soda wird hauptsächlich zur Glas- und Seifenfabrikation benützt. In den Haushaltungen gebraucht man sie zum Waschen, zum Reinigen von hölzernen Küchengeräten, Dielen und Gegenständen aus Weißblech; auch pflegt man kleine Mengen Soda zu hartem Wasser, in

---

1) Flammenöfen sind solche Öfen, bei welchen das Brennmaterial auf einem besonderen Roste verbrennt und die zu erhitzenden Gegenstände nur mit der Flamme und nicht mit dem Brennmaterial in Berührung kommen. — 2) Das vorstehend in seinen Grundzügen beschriebene sinnreiche Verfahren wurde 1793 von einem französischen Fabrikanten Namens Leblanc veröffentlicht.

dem man Hülsenfrüchte, Kartoffeln und Gemüse kocht, zu setzen, um dasselbe weich zu machen[1]).

Leitet man Kohlensäure in eine Auflösung von Soda, so erhält man doppeltkohlensaures Natrium, $HNaCO_3$, ein weißes Pulver, das noch etwas alkalisch reagiert und sich in H_2O etwas schwerer als Soda löst.

Dieser Körper ist ein Bestandteil des Brausepulvers[2]); man benützt ihn ferner zur Bereitung von künstlichen Schaumgetränken und Mineralwassern (Liebigscher Gaskrug); in den Haushaltungen endlich wird er statt der Soda beim Kochen von Gemüsen verwendet; auch pflegt man doppelt kohlensaures Natrium Speisen zuzusetzen, die zu stark (mit Essig) gesäuert sind, sowie sehr sauren Fruchtsäften, um einen Teil der in denselben enthaltenen Säure zu neutralisieren.

2) Das schwefelsaure Natrium (Natriumsulfat, Glaubersalz[3]), $Na_2SO_4 + 10H_2O$. Dieses Salz findet sich in der Natur in manchen Salzquellen und Mineralwässern, sowie im Meerwasser und wird meistens durch Reinigung des natürlichen Salzes oder als Nebenprodukt bei manchen chemisch-technischen Prozessen gewonnen. — Es besitzt einen kühlenden, bitterlich salzigen Geschmack, zerfällt bei längerem Liegen an der Luft zu einem weißen Pulver unter Verlust von H_2O, löst sich in H_2O leicht auf und wirkt abführend. — Es dient in größter Menge zur Fabrikation der Soda, des Ultramarins und des Glases; auch wird es häufig als abführendes Mittel benützt.

Das unterschwefligsaure Natrium, $Na_2S_2O_3$, findet in der Photographie und in der Bleicherei Anwendung.

3) Das salpetersaure Natrium (Chilisalpeter), $NaNO_3$. Dieser Körper findet sich in bedeutenden Ablagerungen von wechselnder Dicke in Peru und Chile und bildet einen bedeutenden Handelsartikel dieser Länder. Er wird dort einfach gesammelt, roh nach Europa gebracht und hier durch Umkrystallisieren gereinigt. — Seine Eigenschaften stimmen mit denen des Salpeters im allgemeinen überein, nur wird es an der Luft feucht und verpufft mit C

---

1) Soda wirkt hiebei geradeso wie die Pottasche; man vergleiche diese. — 2) Brausepulver kann man sich bereiten aus 5 Tl. doppeltkohlensaurem Natrium, 4 Tl. Weinsäure und 9 Tl. Zucker. Das trockene Gemenge dieser Stoffe wirkt nicht aufeinander ein. Bringt man jedoch dasselbe mit H_2O in Berührung, so verbindet sich, weil sich jetzt die Stoffe auflösen, die Weinsäure mit dem Na zu weinsaurem Natrium und die CO_2 entweicht unter heftigem Aufbrausen. — 3) Den Namen Glaubersalz erhielt dieses Salz nach dem Arzt und Alchemisten Glauber, der in Karlsstadt 1604 geboren wurde und 1668 starb.

und S viel langsamer als KNO_3. — Daher wird es nicht zu Schießpulver, wohl aber zur Darstellung von HNO_3 und KNO_3, sowie als Düngmittel benützt.

4) Das borsaure Natrium (der Borax), $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$. Dieses Salz ist in einigen Seen Chinas und Tibets in Auflösung enthalten. Das durch Verdunsten des Wassers derselben dargestellte Salz kommt unter dem Namen Tinkal in den Handel. Viel größere Mengen dieses Körpers stellt man in Italien durch Neutralisation von Borsäure mit kohlensaurem Natrium dar. — Der Borax krystallisiert in großen, klaren, monoklinen Krystallen, ist in Wasser löslich, schmeckt und reagiert alkalisch und schmilzt beim Erhitzen unter Verlust seines Krystallwassers und starkem Aufblähen zu einem klaren Glase, dem Boraxglase. Schmelzender Borax hat die Eigenschaft, die Oxyde verschiedener Metalle aufzulösen und mit ihnen ein klares, häufig gefärbtes Glas zu bilden.

Dieses Verhalten benützt man zur Erkennung gewisser Metalle. Zu diesem Zwecke wird in das Öhr eines Platindrahtes ein kleiner Tropfen Boraxglas (Boraxperle) geschmolzen und die zu untersuchende Substanz darauf gebracht. Eine Manganverbindung färbt die Boraxperle violett, eine Kobaltverbindung blau, ein Kupfer- und Chromoxydsalz grün. Auf der Fähigkeit, Metalloxyde aufzulösen, beruht auch die Verwendung des Borax zum Löten der Metalle. Hiebei nimmt nämlich der schmelzende Borax die Oxydrinde, welche die Vereinigung zweier Metalle zu einem Ganzen hindert, hinweg und schützt die zu lötenden Metalle zugleich vor der Einwirkung der Luft. Der Borax wird ferner als Flußmittel in der Glas- und Porzellanfabrikation und endlich auch in der Medizin gebraucht.

5) Das kieselsaure Natrum (Natriumsilikat), Na_2SiO_3. Es wird auch Natronwasserglas genannt und ist in Darstellung und Anwendung dem Kaliwasserglas analog.

Erkennung der Natriumverbindungen. 1) Fast alle Natriumsalze sind in Wasser leicht löslich.

2) Dieselben färben die Flamme gelb.

3) Das Spektrum des Natriums besteht aus einer hellgelben Linie, welche mit der Fraunhoferschen Linie D zusammenfällt.

4) Natriumsalze werden von Platinchlorid nicht gefällt (Unterschied von den Kaliumsalzen).

§. 25. Das Ammonium, Ammonium, NH_4 = Am = 18.

a) Natur desselben.

Wenn zu Ammoniak, H_3N, Wasser, H_2O, tritt, so entsteht, wie man annimmt, die Verbindung NH_5O, die als Hydroxyd eines zu-

sammengesetzten Radikals, H_4N betrachtet wird, das man Ammonium nennt und mit Am bezeichnet. Es ist also $NH_5O = AmHO$. Dieses zusammengesetzte Radikal Am soll es sein, das in den Ammoniakverbindungen die Rolle eines Metalles spiele und sich dem K und Na analog verhalte.

b) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Ammoniumoxyd, $(NH_4)_2O = Am_2O$, dem Kaliumoxyd entsprechend, ist gleichsam $2NH_3 + H_2O$. Man nennt es Ammon.

2) Das Ammoniumhydroxyd, $NH_4HO = AmHO$, dem Kaliumhydroxyd entsprechend, ist gleichsam $NH_3 + H_2O$. Beide Körper sind hypothetisch, den letzteren dürfen wir in dem wässerigen Ammoniak annehmen.

β) Sulfide.

Das Schwefelammonium (Ammoniumhydrosulfid), AmHS. Dasselbe entsteht, wenn man Schwefelwasserstoff in Ammoniakflüssigkeit leitet:

$$NH_3 + H_2S = (NH_4)HS = AmHS.$$

Die anfänglich farblose Lösung wird später gelb und dient als Reagens zur Untersuchung und Trennung von Metallen.

γ) Haloidsalze.

Das Chlorammonium (der Salmiak), $(NH_4)Cl$. Diesen Körper, der das wichtigste Ammoniumsalz ist, bezog man früher aus Ägypten, wo er aus dem durch die Verbrennung von getrocknetem Kamelmiste erhaltenen Ruß gewonnen wurde. Gegenwärtig wird derselbe aus Gaswasser dargestellt, das man in den Gasanstalten bei der trockenen Destillation der Steinkohlen in großen Mengen erhält. Dieses Wasser wird mit Salzsäure neutralisiert, zur Trockne verdampft und der so erhaltene rohe Salmiak durch Sublimation gereinigt. — Der im Handel vorkommende Salmiak stellt entweder eine weiße, krümliche Masse, oder durchscheinende, zähe, weiße Stücke von faserig krystallinischem Gefüge dar. Er schmeckt stechend salzig und ist im H_2O leicht löslich. Wird derselbe erhitzt, so verflüchtigt er sich vollständig. — Man benützt den Salmiak zur Bereitung des Ammoniaks, als Arzneimittel und in der Färberei.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Ammonium (Hirschhornsalz), $(NH_4)_4C_3O_8$. Dieser Körper wurde früher durch trockene Destillation von Horn, Hufen, Klauen ꝛc. gewonnen, wird aber jetzt durch Sublimation von Salmiak mit Kreide dargestellt. Er bildet eine weiße Salzmasse und scheidet an der Luft Kohlensäure und Ammoniak aus. Man benützt dieses Salz zum Auflockern gewisser Backwerke.

2) Das schwefelsaure Ammonium, Am_2SO_4, wird durch Neutralisation von Schwefelsäure mit Ammoniakflüssigkeit gewonnen.

3) Das salpetersaure Ammonium, $AmNO_3$, findet bei Kältemischungen Anwendung.

4) Das phosphorsaure Ammonium. Unter den Verbindungen der Phosphorsäure mit Ammonium ist das phosphorsaure Natron-Ammon, gewöhnlich Phosphorsalz genannt, das bei Lötrohrversuchen angewendet wird, besonders zu nennen.

Erkennung der Ammoniumsalze. Sie entwickeln, mit Ätzkalk erhitzt, Ammoniak, das an seinem Geruche, sowie aus der Eigenschaft, mit Salzsäure weiße Nebel zu bilden, erkannt werden kann.

Rückblick auf die Metalle der Alkalien.

1) Die Metalle K und Na sind bei gewöhnlicher Temperatur sehr weich, in der Kälte hart und spröde, leichter als Wasser und besitzen einen starken Glanz, den sie aber an der Luft sehr bald verlieren. Sie zersetzen bei gewöhnlicher Temperatur das H_2O unter Entwickelung von H und Bildung von Hydroxyden, welche in H_2O leicht löslich sind. Ihre Oxyde und Hydroxyde nennt man seit langer Zeit Alkalien, daher werden diese Metalle Alkalimetalle oder Metalle der Alkalien genannt.

2) Zu dieser Gruppe gehören auch noch einige andere Elemente von untergeordneter Bedeutung, nämlich die Metalle: Cäsium, Cs und Rubidium, Rb, welche 1860 von Kirchhoff und Bunsen mittelst der Spektralanalyse entdeckt wurden, sowie das Lithium, Li, dessen Verbindungen die Flamme schön rot färben.

β) Metalle der alkalischen Erden.

§. 26. Das Calcium, Calcium, Ca = 40.

a) Vorkommen und Eigenschaften.

Kommt gediegen in der Natur nicht vor; in Verbindungen ist es in allen 3 Naturreichen sehr weit verbreitet.

Mineralreich: Kalkspat, Marmor, Kreide, Kalkstein ($CaCO_3$); Gips, Alabaster ($CaSO_4$); Flußspat ($CaFl_2$). Pflanzenreich: Asche. Tierreich: Knochen, Austern- und Muschelschalen enthalten $CaCO_3$. Chemisch rein dargestellt (durch Elektrolyse des geschmolzenen Chlorcalciums), bildet es ein hellgelbes Metall, das sich an feuchter Luft sehr schnell oxydiert.

b) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Calciumoxyd, auch gebrannter Kalk, Ätzkalk, oder Kalkerde genannt, CaO, wird durch starkes Glühen von $CaCO_3$ dargestellt und bildet eine grauweiße, unschmelzbare, in sehr großer Hitze weißglühende Masse, erwärmt sich mit H_2O zusammengebracht beträchtlich und verbindet sich mit ihm zu einem feinen Pulver, dem

2) Calciumhydroxyd, das auch gelöschter Kalk genannt wird, $CaO + H_2O = CaH_2O_2$. In viel H_2O löst sich das CaH_2O_2 zu einer klaren, ätzend schmeckenden, rotes Lackmuspapier bläuenden, Curcumapapier bräunenden Flüssigkeit, die man Kalkwasser nennt. Sowohl das CaH_2O_2 als das Kalkwasser nehmen aus der Luft sehr begierig CO_2 auf. Mit wenig H_2O bildet der gelöschte Kalk einen zarten, dicken Brei, den Kalkbrei oder die Kalkmilch. Mit Sand und H_2O angerührt, bildet diese den Mörtel.

Anwendung des Kalkes: Mörtel (Luft- und Wassermörtel), Darstellung von KHO, NaHO, H_3N und Chlorkalk (mit Hilfe von gelöschtem Kalk). In vielen Gewerben, als Düngmittel u. s. w.

Der hydraulische Kalk. Der aus gelöschtem Kalk und Sand bestehende Mörtel, der sogenannte Luftmörtel, kann nicht zu Bauten unter Wasser benützt werden, da er hier nicht erhärtet. Es gibt aber gewisse Kalksteine, welche die Eigenschaft haben, nach dem Brennen mit Wasser einen mageren Brei zu geben, der unter dem Einflusse des Wassers hart wird. Man nennt solche Kalksteine, die im wesentlichen ein Gemenge von Kalk und Thon sind, hydraulischen Kalk und den aus ihm dargestellten Mörtel hydraulischen Mörtel oder Wassermörtel. Die Eigenschaft, unter Wasser zu erhärten, kann auch dem aus gewöhnlichem Kalke bereiteten Mörtel erteilt werden, und zwar durch Zusatz gewisser Aluminiumsilikate. Solche Zuschläge nennt man Zemente. Dieselben lassen sich in natürliche und künstliche einteilen. Die natürlichen Zemente sind Produkte vulkanischer Thätigkeit. Hiezu gehören der Traß vom Beohlthal bei Andernach, die Puzzolane von Puzzuoli bei Neapel und der Santorin von der gleichnamigen Insel. Die künstlichen Zemente werden durch Zusammenschmelzen einer geeigneten Mischung von Kalk und Thon fabrikmäßig dargestellt.

Das Kalkbrennen. Die natürlich vorkommenden Kalksteine bestehen aus kohlensaurem Calcium. Diese Mineralien zerfallen, wenn sie stark geglüht (gebrannt) werden, in Calciumoxyd, CaO (gewöhnlich Kalk oder gebrannter Kalk genannt) und in Kohlensäure:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Zu diesem Glühen, Brennen, der Kalksteine benützt man Schachtöfen, oben offene, cylindrische oder eiförmige, aus feuerfesten Backsteinen gemauerte Räume (Kalköfen). In solchen Öfen schichtet man nun gewöhnlich die Kalksteine so auf, daß unten eine Höhle freibleibt, die größeren Steine also eine Art Gewölbe bilden. Dieses Gewölbe hat die ganze Füllung des Ofens, die man von oben einlegt, zu tragen. Ist der Ofen gefüllt, so entzündet man in dem hohlen Raume ein starkes Feuer. Dieses schlägt durch die Kalksteine und bringt sie zum Glühen. Kalköfen anderer Einrichtung haben unten ein gemauertes Gewölbe für das Feuer, die Flamme desselben kann durch Öffnungen, die sich in dem Gewölbe befinden, schlagen. Es kommt auch zuweilen vor, daß man die Kalksteine mit dem Brennmaterial schichtenweise einträgt. In dem einen wie in dem anderen Falle läßt man die Öfen nach dem Brennen erkalten, um den Kalk auszuziehen; daher nennt man solche: Öfen mit unterbrochenem Brande, periodische. Es gibt jedoch auch Öfen, in denen das Brennen ununterbrochen fortgeht, sogenannte continuierliche Öfen. Bei diesen erhitzt man die Kalksteine durch seitlich angebrachte Herde und zieht durch Öffnungen am unteren Teile des Schachtofens den gebrannten Kalk ab, während der Ofen von oben fortwährend mit neuen Kalksteinen beschickt wird.

Versuche. 1) Ein Stückchen Kreide oder Marmor wird auf rotes, angefeuchtetes Lackmuspapier gelegt: keine Änderung.

2) Mit HCl betupft, braust es lebhaft auf.

3) Auf Kohle in der Lötrohrflamme geglüht, leuchtet es sehr stark, wird leichter und reagiert jetzt alkalisch.

4) Darstellung von gelöschtem Kalk, Kalkmilch und Kalkwasser.

5) Man lasse gebrannten Kalk, in Papier oder Kattun eingewickelt, längere Zeit liegen: diese Stoffe werden mürbe und zerbröckeln.

6) Man läßt CaO längere Zeit an der Luft liegen und übergießt ihn dann mit Salzsäure.

β) Haloidsalze.

1) Das Chlorcalcium, $CaCl_2$. Es entsteht, wenn man Kreide oder Kalksteine mit Salzsäure übergießt (Nebenprodukt bei der Darstellung der Kohlensäure) und bildet beim Abdampfen der hiebei entstehenden Lösung eine weiße oder grauweiße Masse, welche bei höherer Temperatur schmilzt. Trockenes Chlorcalcium ist außerordentlich hygroscopisch und eignet sich deshalb zum Trocknen feuchter Gase. Aus der Auflösung desselben in Wasser scheiden sich Krystalle mit $6H_2O$ aus (daher krystallisiertes Chlorcalcium $= CaCl_2 + 6H_2O$), welche mit Schnee eine kräftige Kältemischung geben.

2) Das Fluorcalcium, $CaFl_2$, kommt als Mineral unter dem Namen Flußspat vor.

γ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Calcium, $CaCO_3$. Dieses gehört zu den verbreitetsten Körpern auf der Erdoberfläche.

Im Mineralreich findet es sich in Formen krystallisiert, die zwei verschiedenen Systemen angehören (dimorph); daher bilden die aus kohlensaurem Calcium bestehenden Mineralien zwei verschiedene Species: die des Kalksteines und die des Arragonits. Der Kalkstein (Kalkspat, Calcit, Kalk) krystallisiert im hexagonalen System, vorzugsweise in Rhomboedern und daraus abgeleiteten Formen. Zu dieser Species rechnet man: den Kalk- oder Doppelspat, der in farblosen, durchsichtigen Krystallen (Island) vorkommt; den körnig krystallinischen Kalk, der Marmor genannt wird (Carrara, Paros); den gemeinen oder dichten Kalkstein, der meistens in großen Massen, Kalkgebirgen, auftritt und in der Regel reich an Versteinerungen ist; den Mergel, der reich an Thon ist; die Kreide, die Tropfsteine, den Kalktuff u. a. m. Der Arragonit krystallisiert in Formen, welche dem rhombischen System angehören (Rhombensäule). Außer dem Arragonitspat gehört hieher Erbsenstein und Eisenblüte. — Im Pflanzenreich findet sich das kohlensaure Calcium stets in der Asche der Pflanzen. — Auch im Tierreiche ist dasselbe verbreitet. Es ist der vorwiegende Bestandteil der Eier- und Muschelschalen, der Perlen und Korallen, sowie des Skelettes der wirbellosen Tiere; auch in den Knochen der Wirbeltiere und der Menschen kommt es vor.

Das kohlensaure Calcium ist in reinem Wasser fast unlöslich; dagegen löst es sich in kohlensäurehaltigem Wasser auf, indem es in solchem in das lösliche saure oder doppelt kohlensaure Calcium übergeht:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = CaH_2(CO_3)_2.$$

Alles Wasser, das aus Kalkgebirgen kommt, enthält das kohlensaure Calcium in dieser Form. Treten solche Gewässer an die freie Luft, so wird das darin enthaltene sauere kohlensaure Salz zersetzt und normales kohlensaures Calcium unter gleichzeitiger Entwicklung von Kohlensäure niedergeschlagen. In diesem Verhalten findet die Entstehung der Tropfsteine (Stalaktiten und Stalagmiten), des Kalktuffs, der Sprudelsteine und Inkrustationen ihre Erklärung. Durch Glühen verliert das kohlensaure Calcium seine CO_2 und geht dadurch in CaO über.

Die Anwendung des kohlensauren Calciums ist höchst mannigfaltig und allgemein bekannt; Ausführung!

2) Das schwefelsaure Calcium (Calciumsulfat), $CaSO_4$.

Dieses kommt in der Natur wasserfrei, ohne Krystallwasser, als sogenannter Anhydrit, $CaSO_4$ (in Krystallen des rhombischen Systemes), und als wasserhaltiges Salz, als Gips, $CaSO_4 + 2H_2O$ (in Krystallen des klinorhombischen Systemes) vor.

Letzterer heißt im dichteren unreinen Zustande Gipsstein, im körnigen krystallinischen Zustande Alabaster, in wohlausgebildeten Krystallen Gipsspat, Frauenеis, Marienglas, endlich, wenn er locker, schuppig-körnig ist, Fasergips und Schaumgips. Künstlich erhält man das schwefelsaure Calcium als einen Niederschlag, wenn man zu einem löslichen Kalksalz Schwefelsäure setzt.

Das schwefelsaure Calcium ist in H_2O etwas löslich, jedoch nur schwierig. Erhitzt man Gips auf 120—160°, so verliert er seinen Wassergehalt und verwandelt sich in wasserfreies schwefelsaures Calcium, das man gebrannten Gips nennt. Wird dieser mit Wasser in Berührung gebracht, so nimmt er das abgegebene Krystallwasser wieder auf und erstarrt hiebei zu einer festen Masse.

Benützung. Der Gips findet mannigfache Anwendung; so benützt man Formen von Gips als Modell zum Gießen von Zink und Bronze; ferner verwendet man ihn zu Abgüssen von Werken der bildenden Kunst (Gipsfiguren); sodann wird er zu architektonischen Verzierungen an Wänden und Decken verwertet; das hiezu verwendete Material besteht aus gebranntem Gips, den man mit Leimwasser anrührt, damit er sehr langsam aber zu einer härteren Masse erstarrt, feinem Sand und etwas Kalk; diese Mörtelkomposition nennt man Stucco, Stuccatur, Stuck und die daraus bestehenden Verzierungen Stuccaturarbeiten. Außer den erwähnten Anwendungen, die alle auf der Eigenschaft des feingepulverten oder gemahlenen und bei mäßiger Temperatur gebrannten Gipses, Wasser aufzunehmen und hiebei zu einer festen Masse zu erstarren, beruhen, benützt man den Gips, sowohl den rohen als den gebrannten, in der Landwirtschaft als Düngmittel, vorzüglich zum Bestreuen der Wiesen und Kleefelder. Der Benützung des Alabasters und des dichten Gipses zu Bildhauerarbeiten und architektonischen Verzierungen, des Fasergipses zu Perlen und anderen Schmuckgegenständen sei ebenfalls noch gedacht.

Wirkungsweise des Gipses als Düngmittel. Über die Frage, worauf die Wirkung des Gipses als Düngmittel beruhe, sind die Ansichten noch geteilt. Doch nimmt man im allgemeinen an, daß er sowohl direkt als indirekt die Vegetation begünstige — direkt durch seinen Gehalt an Ca und S, welche beide Elemente für die Entwicklung der Pflanzen unentbehrlich sind, indirekt dadurch, daß er an den Boden einen Teil seines Calciums gegen Eintauschung von K und Mg abgebe, und das in der Luft und dem Regenwasser enthaltene Ammoniak und kohlensaure Ammonium absorbiere und im Boden fixiere. Dieses Fixieren beruhe darauf, daß sich diese Substanzen in schwefelsaures Ammonium, das bei weitem beständiger als das flüchtige kohlensaure

Ammonium ist, daher im Boden bleibt und den Pflanzen als stete Nahrung dient, und in kohlensaures Calcium umsetze. Wirkung des Gipses in Düngergruben.

3) Das salpetersaure Calcium, $Ca(NO_3)_2$, ist der Hauptbestandteil des sogenannten Mauerfraßes.

4) Das phosphorsaure Calcium. Man unterscheidet: 1) das normale phosphorsaure Calcium, $Ca_3(PO_4)_2$; findet sich im Mineralreiche als Apatit, Phosphorit und Osteolit und ist auch ein wesentlicher Bestandteil der Knochen; Hauptquelle für alle Phosphorverbindungen; wertvolles Düngmittel. 2) Das saure phosphorsaure Calcium, $H_4Ca(PO_4)_2$; dieses Salz entsteht bei der Zerlegung der Knochenasche zum Zwecke der Phosphorgewinnung. Ein Gemenge von saurem phosphorsaurem Calcium und Gips, verunreinigt durch organische Stoffe, kommt unter dem Namen aufgeschlossenes Knochenmehl oder Superphosphat als Düngmittel in den Handel.

5) Der Chlor- oder Bleichkalk; dieser enthält unterchlorigsaures Calcium, $Ca(ClO)_2$ und Chlorcalcium und entsteht durch Überleiten von Cl über gelöschten Kalk:

$$2CaH_2O_2 + 4Cl = CaCl_2 + Ca(ClO)_2 + 2H_2O.$$

Der Chlorkalk ist ein weißes, lockeres, chlorähnlich riechendes Pulver, das sich in H_2O teilweise löst. Mit Säuren versetzt, entwickelt er Chlor und wird deshalb als Bleich- und Desinfektionsmittel benützt.

Erkennung der Calciumverbindungen. 1) Calciumsalze färben die Flamme gelbrot (Chlorcalcium in die Weingeistlötrohrflamme).

2) Gießt man zur Lösung eines Kalksalzes kohlensaures Kalium, Natrium oder Ammonium, so entsteht ein weißer Niederschlag von kohlensaurem Calcium.

3) Oxalsäure und oxalsaures Ammonium geben auch in verdünnten Lösungen eines Kalksalzes einen weißen Niederschlag von oxalsaurem Calcium (Nachweis des Kalkes im Brunnenwasser).

§. 27. Das Barium, Barium, Ba = 137 und das Strontium, Strontium, Sr = 87,5.

a) Vorkommen und Eigenschaften.

Beide Elemente kommen nicht frei in der Natur vor, sondern als Sulfate und Carbonate. Durch Elektrolyse chemisch rein dargestellt, bilden sie glänzende Metalle von gelber Farbe. In ihren Verbindungen verhalten sie sich geradeso wie Ca.

b) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Bariumoxyd oder der Baryt, BaO, und das Strontiumoxyd oder der Strontian, SrO, poröse, grauweiße Massen, welche dem CaO entsprechen.

2) Das Bariumhydroxyd, BaH_2O_2, und das Strontiumhydroxyd, SrH_2O_2. Diese entstehen, indem man die beiden Oxyde BaO und SrO mit Wasser befeuchtet, wobei sie sich sehr stark erhitzen und zu einem weißen, trockenen Pulver zerfallen. Beide Basen lösen sich in viel H_2O zu klaren Flüssigkeiten von ätzendem Geschmacke (sehr giftig), die rotes Lackmuspapier bläuen und Curcumapapier bräunen, zu Baryt- und Strontianwasser.

β) Sulfide.

Schwefelbarium, BaS, und Schwefelstrontium, SrS.

γ) Haloidsalze.

Chlorbarium, BaCl, und Chlorstrontium, $SrCl_2$. Das Chlorbarium, das bekannteste und wichtigste Bariumsalz, wird aus dem Witherit, $BaCO_3$, durch Behandlung mit HCl oder aus dem Schwerspat dargestellt, welchen man zunächst durch C zu BaS reduciert und dieses sodann durch Salzsäure in $BaCl_2$ umsetzt. Es bildet farblose klare Krystallschuppen, löst sich leicht in Wasser und ist das gewöhnliche Reagens auf Schwefelsäure.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Barium, $BaCO_3$, kommt als Witherit und das kohlensaure Strontium, $SrCO_3$, als Strontianit natürlich vor. Beide erhält man aus einer Salzlösung des Ba bez. Sr durch Zusatz von kohlensaurem Natrium als weiße Pulver:

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 = BaCO_3 + 2NaCl.$$
$$Sr(NO_3)_2 + Na_2CO_3 = SrCO_3 + 2NaNO_3.$$

2) Das schwefelsaure Barium, $BaSO_4$, kommt als Schwerspat und das schwefelsaure Strontium, $SrSO_4$, als Cölestin natürlich vor. Das erstere wird auch künstlich dargestellt und zwar durch Fällung eines löslichen Bariumsalzes mittels verdünnter H_2SO_4 oder eines löslichen Sulfates:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl.$$
$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2\ NaCl.$$

Es bildet alsdann ein weißes, erdiges, sehr schweres Pulver. Der Schwerspat wird als Anstrichfarbe (Permanentweiß) benützt.

3) Das salpetersaure Barium, $Ba(NO_3)_2$ und das salpetersaure Strontium, $Sr(SO_3)_2$. Beide erhält man aus den Carbonaten durch verdünnte Salpetersäure:

$$BaCO_3 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O.$$
$$SrCO_3 + 2HNO_3 = Sr(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O.$$

Da die Bariumsalze die Flamme grün, die Strontiumsalze rot färben, so benützt man sie, namentlich die Nitrate, in der Pyrotechnik zur Darstellung des grünen und roten Feuerwerkes.

Erkennung der Barium- und Strontiumverbindungen. Die flüchtigen Bariumverbindungen färben die Flamme gelbgrün (Borsäure, Kupfer!), die Strontiumverbindungen prachtvoll purpurrot.

§. 28. Das Magnesium, Magnesium, Mg = 24.

a) Eigenschaften.

Versuche. 1) Vorzeigen und Betrachten eines Stückchens Magnesiumband oder Magnesiumdraht.

2) Mit Salzsäure übergossen, löst sich das Mg unter H-Entwicklung auf.

3) Erhitzt verbrennt es mit glänzendem Lichte.

4) Nasses rotes Lackmuspapier wird gebläut, wenn man das Verbrennungsprodukt des Mg darauf legt.

Ein weißes, ziemlich hartes, silberglänzendes, an der Luft unveränderliches Metall; Draht und Band; spez. Gewicht 1,74; an der Luft erhitzt, verbrennt es mit glänzend weißer Flamme zu Magnesiumoxyd (Magnesiumlicht, Photographieren).

b) Vorkommen und Darstellung.

Kommt chemisch rein in der Natur nicht vor, in Verbindung mit anderen Elementen ist es aber sehr verbreitet: Magnesit, $MgCO_3$; Dolomit, $MgCO_3 + CaCO_3$; Bittersalz, $MgSO_4$.

Es wird durch Erhitzen von Chlormagnesium mit Na dargestellt:

$$MgCl_2 + Na_2 = 2NaCl + Mg.$$

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Magnesiumoxyd (die Magnesia, Talk- oder Bittererde), MgO, ist ein weißer, pulverförmiger, unschmelzbarer, geschmackloser Körper, entsteht beim Verbrennen von Magnesium ($Mg + O = MgO$) und findet unter dem Namen gebrannte Magnesia (auch durch Glühen von kohlensaurem Magnesium zu erhalten) als Arzneimittel Anwendung.

2) Das Magnesiumhydroxyd, MgH_2O_2, bildet sich direkt aus MgO und H_2O ($MgO + H_2O = MgH_2O_2$), wird aber gewöhnlich aus gelösten Magnesiumsalzen durch Kalilauge gefällt:

$$MgSO_4 + 2KHO = MgH_2O_2 + K_2SO_4.$$

β) Haloidsalze.

1) Chlormagnesium, $MgCl_2$;

2) Brommagnesium, $MgBr_2$; beide kommen massenhaft in den Staßfurter Abraumsalzen vor.

γ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Magnesium, $MgCO_3$, kommt als Magnesit natürlich vor. Künstlich erhält man es aus einer Bittersalzlösung durch Sodalösung:

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 = MgCO_3 + Na_2SO_4.$$

Es bildet dann einen weißen, gallertartigen Niederschlag, der getrocknet als weiße Magnesia in der Medizin Anwendung findet.

2) Das schwefelsaure Magnesium (Bittersalz), $MgSO_4 + 7H_2O$. Es ist ein Bestandteil der sogenannten Bitterwasser (Mineralquellen mit vorwiegendem Gehalte an diesem Salze: Epsom in England, Saidschütz, Püllna und Sedlitz in Böhmen), findet sich ferner im Meerwasser, in der Mutterlauge der Solen, kommt sodann fest als Kieserit (bei Staßfurt) vor und wittert endlich aus manchen Mauern und Gesteinen als sogenanntes Haarsalz aus. Das im Handel vorkommende Friedrichshaller und Kissinger Bitterwasser wird aus der Mutterlauge der Salinen dieser Orte gewonnen. Durch Abdampfen der Bitterwasser, sowohl der natürlichen als künstlichen, erhält man das Bittersalz in Form wasserklarer, farbloser, kleiner nadelförmiger Krystalle, die ekelhaft bittersalzig schmecken und sich sehr leicht in H_2O lösen. Das Bittersalz wird als Abführmittel benützt; auch wendet man es zur Füllung der Meidinger'schen Elemente an.

3) Das phosphorsaure Magnesium, $MgHPO_4$; ein Bestandteil der Samen der Pflanzen und der Knochen.

4) Das kieselsaure Magnesium findet sich im Speckstein, Talk, Meerschaum und Serpentin.

Erkennung der Magnesiumverbindungen. In den Lösungen der Magnesiumsalze ruft Natriumphosphat einen weißen krystallinischen Niederschlag hervor. Man löst etwas $MgSO_4$, setzt H_4NCl und H_3N und hierauf HNa_2PO_4 hinzu: $Mg(NH_4)PO_4$.

Rückblick auf die Metalle der alkalischen Erden.

Die Metalle Ca, Ba, Sr und Mg haben einen starken Glanz und zersetzen das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur mit Ausnahme des Mg. An der Luft erhitzt, verbrennen sie mit intensivem Lichte zu Oxyden. Sie sind zweiwertig. Ihre Oxyde nennt man alkalische Erden, weil sie bezüglich ihrer Eigenschaften zwischen den Alkalien und eigentlichen Erden stehen. Daher nennt man

diese Metalle Erdalkalimetalle oder Metalle der alkalischen Erden.

γ) Metalle der Erden.

§. 29. Das Aluminium, Aluminium, Al = 27,4.

a) Eigenschaften.

Versuche. 1) Vorzeigen und Betrachten eines Stückchens Aluminium, sowie einiger Gegenstände aus Al (Federhalter, Schlüssel ꝛc.). 2) Man hält etwas Blattaluminium mit einer Tiegelzange in eine Spiritusflamme: es verbrennt mit starkem Glanze zu Aluminiumoxyd. 3) Auflösen von Aluminium in Salzsäure.

Es ist silberweiß, stark glänzend, zäh und dehnbar; an feuchter und trockener Luft bleibt es ziemlich unveränderlich; spez. Gew. 2,56; verbrennt als Pulver oder in Blattform mit blendend weißer Flamme; bildet mit Kupfer eine Legierung, die hart, beständig, gießbar und schön goldglänzend ist, die sog. Aluminiumbronze[1]).

b) Vorkommen und Darstellung.

Das Al kommt in der Natur nicht frei vor, ist aber in Verbindungen ein weitverbreiteter Bestandteil vieler Mineralien und Gesteine: Rubin, Saphir, Korund und Smirgel bestehen aus Aluminiumoxyd (Al_2O_3), und als kieselsaures Aluminium kommt es im Feldspat, Glimmer, Thon u. s. w. vor.

Gewonnen wird es, indem man Chloraluminium mit Na stark glüht:

$$Al_2Cl_6 + 3Na_2 = Al_2 + 6NaCl.$$

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Aluminiumoxyd, Al_2O_3, auch Thon- oder Alaunerde genannt, kommt krystallisiert und amorph in der Natur vor: Korund, Rubin, Saphir[2]), Smirgel; aus Verbindungen

---

1) Angesichts der wertvollen Eigenschaften des Aluminiums und seiner Legierungen, der goldähnlichen Aluminiumbronze und des stahlartigen Ferrialuminiums, und angesichts der Thatsache, daß die Reindarstellung des Aluminiums in der jüngsten Zeit große Fortschritte gemacht hat, läßt sich mit Sicherheit behaupten, daß dem Eisen im Aluminium, dem „Silber des Lehms", ein bedeutender Konkurrent entstehen wird, daß dem Aluminium die Zukunft gehört. — 2) Die genannten drei Körper sind wesentlich nichts anderes als krystallisierte Thonerde. In völlig reinem Zustande bildet diese Verbindung die farblosen Krystalle des edlen Korunds, eines Edelsteines, der an Kostbarkeit nur dem Diamanten nachsteht; durch eine geringe Beimengung des Oxydes des Chromes entsteht der rotscheinende Rubin, und durch einen kleinen Gehalt an Kobalt- und Chromoxyd der tiefblaue Saphir. — Merkwürdig ist es, daß die künstliche Darstellung dieser Edelsteine in der letzten Zeit gelungen ist: die

abgeschieden oder durch Verbrennen von Al gewonnen, ist es ein amorphes, weißes, geschmack- und geruchloses Pulver.

2) Das Aluminiumhydroxyd erhält man, wenn man zu der Lösung eines Aluminiumsalzes (Alaun) kohlensaures Ammonium setzt in der Form eines weißen, gallertartigen Niederschlages, $Al_2H_6O_6$.

Bedeutung des Aluminiumhydroxydes in der Färberei. Das Aluminiumhydroxyd hat eine eigentümliche Anziehung zu organischen Stoffen, insbesondere zur Pflanzenfaser und zu Farbstoffen. Es vereinigt sich nämlich mit denselben zu unlöslichen Verbindungen. Taucht man Gespinste oder Gewebe von Baumwolle in eine Auflösung, aus welcher Thonerdehydrat sich niederschlägt, so verbindet sich dieses innig mit der Faser. Man nennt dann das Zeug gebeizt (mordanciert). Zieht man hierauf den Stoff durch die Auflösung eines Farbstoffes, so bildet sich eine dauernde Verbindung des Farbstoffes mit dem Aluminiumhydroxyd und der Faser, die alsdann dauernd gefärbt erscheint. Die unauflöslichen Niederschläge, welche das Thonerdehydrat mit den Auflösungen der Pflanzenfarbstoffe bildet, nennt man Lack oder Lackfarben (Karminlack, Krapplack, Wiener Lack). Das Aluminiumhydroxyd ist daher für die Färberei, Zeugdruckerei und Fabrikation der Lackfarben von großer Bedeutung.

β) Haloidsalze.

Chloraluminium, Al_2Cl_6.

γ) Sauerstoffsalze.

1) Schwefelsaures Aluminium, $Al_2(SO_4)_3$. Wird künstlich durch Einwirkung von H_2SO_4 auf Thon erhalten, findet sich aber auch natürlich im Mineralreiche als sogenanntes Haarsalz oder Federalaun. Das schwefelsaure Aluminium bildet mit dem schwefelsauren Kalium eine Verbindung, ein sogenanntes Doppelsalz, den Alaun.

2) Schwefelsaures Kaliumaluminium, Alaun, $K_2SO_4 + Al_2 3SO_4 + 24H_2O$. Dieses wichtige und in der Technik vielfach angewandte Salz wird fabrikmäßig dargestellt entweder aus Alaunstein, Alaunschiefer oder aus Alaunerde. Der Alaunstein, ein in Italien und Ungarn vorkommendes Mineral, enthält die zur Alaunbildung erforderlichen Bestandteile; denn er ist: $K_2SO_4 + Al_2\ 3SO_4 + 2(Al_2O_3, 3H_2O)$. Durch Brennen, Aus-

---

französischen Chemiker Frémy und Verneuil haben Krystalle von der Größe der natürlichen dargestellt, indem sie eine dampfförmige Verbindung der Thonerde der Zersetzung durch Hitze unterwarfen. Die erhaltenen künstlichen Rubine und Saphire sollen alle Eigenschaften der natürlichen zeigen.

laugen der gebrannten Masse und Abdampfen der Lauge zur Krystallisation wird daraus der Alaun erhalten (kubischer oder römischer Alaun). In Deutschland wird der Alaun vorzugsweise aus Alaunschiefer, einem mit Braunkohle und Schwefelkies gemengten Thon, dargestellt. — Der Alaun krystallisiert in farblosen, durchsichtigen Oktaedern, hat einen süßlich zusammenziehenden Geschmack, ist schwer löslich in kaltem, dagegen leicht löslich in heißem Wasser und schmilzt beim Erwärmen in seinem Krystallwasser. — Der Alaun findet seine vorzüglichste Verwendung in der Färberei. Außerdem benützt man ihn auch in der Gerberei, der Papierfabrikation, zur Klärung trüben Wassers u. s. w.

Die Alaune. Theoretisch interessant erscheint eine Reihe von Verbindungen, die eine dem Alaun ähnliche Zusammensetzung haben — interessant deshalb, weil sie recht deutlich zeigen, wie ein chemischer Stoff nach dem ihm eigentümlichen Atomgewicht für einen anderen eintreten und für ihn ein Äquivalent sein kann. Zu diesen Verbindungen gehören u. a. der Natriumalaun: $Na_2SO_4 + Al_23SO_4 + 24H_2O$; der Eisenalaun: $K_2SO_4 + Fe_23SO_4 + 24H_2O$. Diese und noch andere hieher gehörige Verbindungen führen den allgemeinen Namen: Alaune. Chemische Verbindungen, welche wie die Alaune bei ähnlicher Zusammensetzung dieselbe Krystallform zeigen, nennt man isomorphe Verbindungen.

3) Das kieselsaure Aluminium (Aluminiumsilikat), $Al_2Si_2O_7$. Aluminiumsilikate der verschiedensten Zusammensetzung finden sich in der Natur weitverbreitet und in großen Massen vor, teils rein, teils mit anderen Silikaten verbunden. Näheres sehe man unter Thon.

Erkennung der Aluminiumverbindungen. Die Aluminiumverbindungen färben sich, mit Kobaltnitrat befeuchtet, auf Kohle vor dem Lötrohre erhitzt, tief himmelblau. Man glüht etwa ein Stückchen Alaun auf Kohle vor dem Lötrohre, befeuchtet es hierauf mit der Lösung von Kobaltnitrat und glüht von neuem.

Fragen. 1) Welche Erfolge hat bis jetzt die Mineralsynthese, d. h. die künstliche Erzeugung der natürlich vorkommenden Mineralien aufzuweisen? (Herstellung des Diamanten, des Rubins, Korunds, Saphirs 2c.)

2) Welche 2 verschiedenen Wege können wohl bei der künstlichen Darstellung von Mineralien eingeschlagen werden? (Schmelzen durch Hitze und langsames Erstarrenlassen, oder Auflösung in einer Flüssigkeit und allmähliches Abscheiden.)

3) Welche Bedeutung haben diese Versuche in wissenschaftlicher Beziehung? (Sind geeignet, uns über die natürliche Entstehung mancher Mineralien aufzuklären 2c.)

Rückblick auf die Metalle der Erden.

Dem Aluminium sind noch folgende 8 Elemente verwandt: siehe Tabelle der Elemente. Dieselben sind mit Ausnahme des Aluminiums im gediegenen Zustande noch wenig bekannt. Ihre Oxyde werden Erden genannt, daher nennt man diese Metalle Erdmetalle oder Metalle der Erden.

Ergänzung zu den leichten Metallen.

Die leichten Metalle bilden in Verbindung mit Säuren, namentlich der Kieselsäure, einige Verbindungen, die für das praktische Leben von großer Bedeutung sind und daher hier etwas näher betrachtet werden sollen.

1) Wasserglas.

α) Zusammensetzung und Darstellung. Unter Wasserglas versteht man die kieselsauren Salze der Alkalimetalle, also das kieselsaure Kalium und kieselsaure Natrium. Wasserglas nennt man diese Körper, weil sie im festen Zustande ein glasähnliches Aussehen haben und sich in Wasser lösen. Um Kaliumwasserglas darzustellen, werden 10 Tl. Pottasche mit 15 Tl. Quarzpulver oder Quarzsand und 1 Tl. Kohle zusammengeschmolzen. Bei der Darstellung des Natriumwasserglases ersetzt man die Pottasche durch Soda. In der Hitze, der man diese Stoffe aussetzt, schmilzt die Kieselerde mit dem Oxyd der Pottasche, bez. Soda, zu kieselsaurem Kalium, bez. kieselsaurem Natrium, zusammen, während die Kohlensäure beider Körper als Gas entweicht. Der Zusatz von Kohle soll die vollkommene Austreibung der Kohlensäure durch Reduktion derselben zu Kohlenoxyd bewirken und außerdem die Schmelzung befördern. Die so erhaltene Masse ist glasartig und farblos. In kochendem Wasser gelöst, bildet sie eine schwachgelbliche, durchsichtige, sirupdicke Flüssigkeit, welche unter dem Namen präpariertes Wasserglas bekannt ist.

β) Verwendung. Das Wasserglas findet in den Gewerben vielfache Anwendung. Zunächst wird es als Schutzmittel gegen das Feuer verwendet, indem es Gegenstände aus Holz, Leinwand und Tapeten, die damit überzogen werden, vor dem Verbrennen schützt. Ferner findet es als Kitt für Glas und Porzellan, als Verdickungs- und Befestigungsmittel der Farben, als Zusatz zu Seifen, zur Herstellung von Zement und künstlichen Steinen Anwendung. Endlich wird es auch in der Wandmalerei auf Mörtelgrund zur Fixierung der Farben und als Schutz gegen äußere Einflüsse gebraucht (Stereochromie).

2) Glas.

α) Bedeutung und Eigenschaften. Das Glas ist für das gewöhnliche Leben, die Industrie, sowie für die Kunst und Wissenschaft von

der größten Bedeutung. Diesen hohen Wert im Leben der Kulturvölker verdankt es den physikalischen und chemischen Eigenschaften, die es besitzt, seiner Durchsichtigkeit, Schmelzbarkeit, Schweißbarkeit und großen chemischen Beständigkeit. Seiner vollkommenen Durchsichtigkeit und der anderen damit zusammenhängenden optischen Eigenschaften halber wird es zu Fenstern, Spiegeln und optischen Instrumenten, deren Hauptbestandteile geschliffene Glaslinsen sind, verwendet. Die Schmelz- und Schweißbarkeit des Glases gestattet, Geräte aller Art daraus zu bereiten. Zufolge seiner großen chemischen Beständigkeit eignet es sich hauptsächlich zu chemischen Utensilien.

β) Chemische Natur. Glas von obigen Eigenschaften ist ein zusammengeschmolzenes Gemenge zweier oder mehrerer kieselsaurer Salze. Da kieselsaure Salze, die nur eine Base enthalten, von Säuren mehr oder weniger leicht zersetzt werden, nicht aber solche, in denen mehrere zu verschiedenen Gruppen gehörige Basen vorhanden sind, so ist das gewöhnliche Glas immer ein Gemenge zweier oder mehrerer kieselsaurer Salze, deren Basen zu verschiedenen Gruppen gehören. In Bezug auf chemische Zusammensetzung unterscheidet man folgende Glassorten:

1) Das böhmische Krystallglas, welches vorzugsweise aus kieselsaurem Kalium und kieselsaurem Calcium besteht, vollkommen farblos, äußerst strengflüssig und chemisch sehr beständig ist und diesen Eigenschaften zufolge sich zu chemischen Gerätschaften besonders eignet. Das zu optischen Zwecken verwendete Crownglas ist im wesentlichen kieselsaures Kalium.

2) Das Fensterglas. Dasselbe besteht im wesentlichen aus kieselsaurem Natrium und kieselsaurem Calcium, ist etwas härter als das vorige, weniger strengflüssig und zeigt eine bläulich grüne Färbung. Das Spiegelglas ist häufig ein Gemisch beider Glassorten.

3) Das aus kieselsaurem Kalium und kieselsaurem Blei bestehende Krystall- oder Klingglas, welches weich und leicht schmelzbar ist und sich durch großes spez. Gewicht, Glanz, Lichtbrechungsvermögen und schönen Klang auszeichnet. Hierher gehört auch das sogenannte Flintglas; doch ist es reicher an Blei als das vorhergehende Glas. Auch der zur Darstellung künstlicher Edelsteine benützte Straß hat im wesentlichen ähnliche Zusammensetzung.

4) Das Bouteillenglas, das aus kieselsaurem Na, Ca, Al, Fe und Mn besteht.

5) Außer den genannten Glassorten unterscheidet man noch Email, ein leichtflüssiges, bleihaltiges, durch einen Zusatz von Zinnoxyd undurchsichtig gemachtes Glas, Milchglas, das sich bildet, wenn der Glasmasse Knochenasche zugesetzt wird, sowie gefärbtes Glas. Das letztere entsteht durch gewisse Zusätze zur Glasmasse. So erhält man z. B. rotes Glas durch Goldpurpur, Kupferoxydul und Eisenoxyd (purpur-, feuer-, fleischrot); gelbes Glas durch Antimon-, Silber- und Eisenoxyd; grünes Glas durch Kupfer- und Chromoxyd und Eisenoxydul; blaues Glas durch Kobaltoxyd; violettes Glas durch Manganoxyd; schwarzes Glas durch ein Gemenge von Eisenoxydul, Mangan-, Kupfer- und Kobaltoxyd.

γ) Rohmaterialien. Als solche wendet man an: Kieselerde in Form von Quarz, Sand, Feuerstein, auch wohl Feldspat; Alkalien in Gestalt von Pottasche, Soda und Glaubersalz; Kalk als Marmor, Kreide oder Kalkstein; Bleioxyd in Form von Mennige. Da diese Stoffe selten chemisch rein sind, so werden ihnen zur Entfärbung verschiedene Reinigungsmittel (arsenige Säure, Braunstein) zugesetzt.

δ) Glasbereitung. Dieselbe besteht in der Herstellung des Satzes, dem Eintragen in die Schmelzgefäße, dem Schmelzen, dem Formen und der äußeren Vollendung. Die zur Fabrikation des Glases bestimmten Stoffe werden zunächst zerkleinert, getrocknet, gereinigt, hierauf in bestimmten Verhältnissen innig miteinander gemischt und als Glassatz in die zum Schmelzen dienenden Häfen eingetragen. Diese sind große cylindrische oder nach unten konisch zulaufende Gefäße aus feuerfestem Thone, die im Glasofen auf gemauerten Bänken stehen, und vom Feuer umspielt werden. Bei der hohen Temperatur, der diese Häfen ausgesetzt werden (2000—3000°) schmilzt die Kieselerde mit den Oxyden der Salze zu kieselsauren Salzen zusammen, während die Kohlensäure als Gas entweicht ($CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2$). Wendet man zum Glassatze Glaubersalz an, so wird demselben soviel Kohle zugesetzt, daß das schwefelsaure Natrium (Na_2SO_4) zu schwefligsaurem Natrium (Na_2SO_3) reduciert wird. Dieses wird sodann durch Kieselerde zu kieselsaurem Natrium umgewandelt, während CO_2 und SO_2 entweichen. Die geschmolzenen Silikate sind zähflüssig und durchlaufen beim Abkühlen alle Grade der Weichheit, so daß sie sich durch Gießen (Spiegelglas) oder durch Blasen (Hohlglas, Tafelglas) in jede beliebige Form bringen lassen. (Die sogenannten Glasthränen und Bologneser Flaschen bestehen aus sehr rasch abgekühltem Glase) [1]).

3) Thon und Thonwaren.

α) Chemische Natur und Entstehung des Thones. Der sogenannte Thon ist im wesentlichen kieselsaures Aluminium. Dieser Körper kommt teils unverbunden, teils mit anderen Silikaten vereinigt, außerordentlich häufig und in großen Massen in der Natur vor. Gewisse Mineralien, wie Andalusit und Cyanit enthalten ihn als alleinigen Bestandteil. Andere, wie Felspate, Glimmer, Granaten und Zeolite sind Doppelverbindungen von kieselsaurem Alu-

---

1) Geschichtliches. Man weiß nicht genau, wann und von wem die Erfindung des Glases gemacht wurde. Nach Plinius sollen phönizische Kaufleute zuerst die Beobachtung gemacht haben, daß aus der Vereinigung von schmelzendem Salpeter (Soda) mit Sand eine durchsichtige Masse hervorgehe (am Flusse Belus in Syrien). Allein ohne Zweifel war das Glas schon vor jener Zeit den Ägyptern bekannt. Ihnen boten auch der reine Sand der Wüste und die dort natürlich vorkommende Soda Materialien dazu. Wahrscheinlich ist es, daß die Phönizier die Glasfabrikation von Ägypten nach Sidon und Tyrus verpflanzten und die Griechen und Römer damit bekannt machten. Zu großer Blüte gelangte die Glasfabrikation unter den Venetianern auf der Halbinsel Murano im 13. Jahrh. Von hier aus verbreitete sich die Kunst zunächst nach Böhmen, dann nach Frankreich, England und Schweden. Jetzt kommen Glashütten in allen Kulturländern der Erde vor.

minium und kieselsaurem Kalium, Natrium oder Calcium. Viele Gesteine endlich enthalten diese Mineralien, insbesondere die Feldspate und Glimmerarten, als Hauptgemengteile; so der Granit, Syenit und Porphyr. Alle diese und ähnlich zusammengesetzte Mineralien sind sehr beständige Verbindungen, welche weder durch Wasser noch durch verdünnte Säuren angegriffen und verändert zu werden scheinen. Trotzdem erleiden sie in der Natur, wenn sie lange Zeit dem Wasser, der Kohlensäure und dem Einflusse von Wärme und Kälte ausgesetzt sind, allmählich eine Zersetzung. Infolge davon verlieren sie zum Teile ihren Zusammenhang und geben zur Bildung neuer Körper Veranlassung. Die kieselsauren Alkalien und Erdalkalien scheiden sich nämlich hiebei aus, werden durch die im Wasser anwesende Kohlensäure in kohlensaure Salze übergeführt, welche dann im Wasser gelöst, Bestandteile des Ackerbodens und damit Nahrungsmittel der Pflanzen werden. Die bei dieser Zersetzung ausgeschiedene Kieselsäure dagegen bleibt mit dem unlöslichen kieselsauren Aluminium zurück und bildet mit diesem den Thon. Die Verwitterung des Kaliumfeldspates (kieselsaures Kalium und kiesels. Aluminium) veranschaulicht folgendes Schema:

Feldspat + Wasser + Kohlensäure
= Kohlensaures Kalium + Kieselsäure + kiesels. Aluminium.

β) Thonarten. Als Verwitterungsprodukt des Feldspates, der aus kieselsaurem Kalium (bez. Natrium) und kieselsaurem Aluminium besteht, ist der Thon, wenn er noch am Orte seiner Entstehung lagert, ganz rein und weiß. Allein der von seiner ursprünglichen Lagerstätte weggeschwemmte und an einem anderen Orte abgesetzte, oder der aus anderen Materialien entstandene Thon ist mehr oder weniger unrein und enthält z. B. auch kohlensaures Calcium, Magnesia, Eisenoxyd, Sand und organische Stoffe, Beimengungen, welche seine Eigenschaften wesentlich modificieren. In Bezug auf diese unterscheidet man verschiedene Thonarten.

1) Der reinste Thon ist die Porzellanerde oder das Kaolin. Dieselbe ist das Verwitterungsprodukt des Feldspats und lagert meistens noch am Orte ihrer Entstehung. Sie ist rein weiß, weich, zerreiblich, fühlt sich mild und mager an, klebt nur wenig an der Zunge, zerfällt in Wasser zu einem zähen, knet- und formbaren (plastischen) Teig, der im Feuer hart wird, aber unschmelzbar ist.

2) Der plastische Thon, Porzellan- oder Pfeifenthon ist verschieden gefärbt, sehr zähe, in hohem Grade plastisch und wie die Porzellanerde unschmelzbar.

3) Töpferthon nennt man unreinere Thonsorten, welche häufig durch Eisenhydroxyd, Kalk und organische Stoffe verunreinigt sind und sich bei einer nicht sehr hohen Temperatur schmelzen lassen.

4) Die Walkererde ist nicht plastisch, zerfällt im Wasser zu einem zarten Pulver, das begierig Fett aufsaugt.

5) Thon, welcher viel kohlensaures Calcium enthält, heißt Mergel; derjenige dagegen, der viel Sand enthält, Lehm, Letten und Löß.

6) Rötel, Bolus und Ocker sind durch Eisen gelb bis braun und rot gefärbt. (Feuerfeste, schmelzbare, aufbrausende und ockerige Thone.)

γ) Bedeutung des Thones. 1) Der Thon ist zunächst insofern ein sehr wichtiger Körper, als er einen großen Einfluß auf die Entwicklung der Pflanzen ausübt. Abgesehen davon, daß durch die Bildung des Thones die den Pflanzen nötigen Alkalien in einem assimilierbaren Zustande frei werden, befördert er durch seine Fähigkeit, Kohlensäure, Ammoniak und Wasser zu absorbieren und kräftig zurückzuhalten, die Entwicklung der Pflanzen, da diese Stoffe unentbehrliche Nahrungsmittel derselben sind.

2) Ferner ist er auch in geognostischer Beziehung von Wichtigkeit, indem Lager von plastischem Thon, die dem Wasser keinen Durchgang gestatten, vielfach den Lauf desselben, sowohl an der Erdoberfläche als auch im Inneren der Erde, regeln (Artesische Brunnen).

3) Endlich hat der Thon eine große industrielle Bedeutung. Die Walkererde benützt man zum Entfetten (Walken) von Tuch; gewisse, durch Beimengungen gefärbte Thone gebraucht man als Farbmittel (Ockererde). Die wichtigste Anwendung des Thones ist aber die zu Thonwaren.

δ) Thonwaren. Darunter versteht man alle aus den verschiedenen Thonarten gefertigten Gegenstände. Die Fabrikation derselben beruht darauf, daß sich die Thonarten im Wasser zerteilen lassen und damit eine mehr oder weniger plastische, d. h. knet- und formbare Masse bilden, der sich jede Gestalt geben läßt, sowie darauf, daß die aus Thonbrei geformten Gegenstände in der Hitze (wenn sie gebrannt werden) das chemisch gebundene Wasser verlieren und hart und klingend werden. Nach der inneren Beschaffenheit der gebrannten Masse lassen sich die Thonwaren in zwei große Gruppen teilen, in dichte und poröse. Zu der ersten Gruppe gehört das Porzellan und das Steinzeug. Die Masse derselben ist halbgeflossen, im Bruche glasartig, undurchdringlich für Wasser und gibt am Stahle Funken. Die zweite Gruppe umfaßt die Fayence, die gewöhnlichen Töpferwaren und Ziegelsteine. Diese sind weniger fest, haben einen erdigen Bruch, saugen Wasser ein und müssen deshalb, falls sie Flüssigkeiten aufnehmen sollen, mit einem glasartigen Überzug, der Glasur, versehen werden. — Als Material für Porzellan benützt man Kaolin, Feldspat und Quarz; die beiden letzteren Stoffe dienen als Flußmittel. Diese Materialien werden gemahlen, dann geschlemmt und noch feucht gemengt. Aus der so erhaltenen Masse formt man die verschiedenen Geschirre, entweder auf der Töpferscheibe oder durch Pressen oder Gießen in Gipsformen. Die geformten Porzellanwaren werden bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet und dann verglüht, d. h. leicht gebrannt. Hiebei findet ein Schwinden der Masse statt, da das Wasser aus den einzelnen Teilen entweicht. Die schwach gebrannten Gegenstände taucht man sodann in die Glasurbrühe, die aus fein gepulvertem, in Wasser suspendiertem Feldspat und Gips besteht, und brennt sie hierauf noch einmal. Die geschmolzene Glasurmasse verleiht den Gegenständen eine glatte, glänzende Oberfläche. — Das Steinzeug ist eine weiße oder gefärbte, nur an den Kanten durchscheinende, klingende Masse. — Die Fayence ist eine erdige, undurchsichtige, graue bis gelbe, nicht klingende Masse mit

bleihaltiger Glasur. — Die ordinären Töpferwaren bestehen aus einer weichen, porösen, erdigen, stets rötlich gefärbten Masse mit bleihaltiger Glasur [1]).

4) Hydraulischer Mörtel.

Man vergleiche S. 103.

5) Ultramarin.

Das kieselsaure Aluminium ist auch ein Hauptbestandteil des Lasursteines, aus welchem man durch Zerreiben eine wunderschöne blaue Farbe, das Ultramarin, erhält. Seitdem man die chemische Zusammensetzung dieses Minerales genau kennt, stellt man das Ultramarin künstlich dar, nämlich durch Glühen von Thon, Soda, Kohle und Schwefel. Das so erhaltene grüne Ultramarin wird durch Glühen an der Luft blau.

b) Schwere Metalle.

§. 30. Das Eisen. Ferrum, Fe = 56.

a) Vorkommen.

Das Fe ist das verbreitetste aller schweren Metalle. Im gediegenen Zustande findet es sich in der Natur jedoch nur selten. Gediegen ist nämlich bloß das sogenannte tellurische [2]) Eisen, das in Gestalt von Blättchen und Körnern entweder lose oder in manchen Mineralien eingesprengt angetroffen wird, sowie das kosmische [3]) oder meteorische Eisen, das in den Meteorsteinen oder Aërolithen von Zeit zu Zeit aus dem Weltraume auf unsere Erde herabfällt und Bruchstücke kleiner von der Erde angezogener Weltkörper bildet.

Mit anderen Elementen chemisch verbunden ist es sehr weit verbreitet.

---

1) Geschichtliches. Die Verarbeitung des Thones läßt sich bis auf die ersten Anfänge der Kultur zurückführen. Beweise hiefür liefern die Geräte der Naturvölker, sowie Gefäße, Urnen, Schalen, die man in sehr alten Gräbern gefunden hat. Die Erfindung des Porzellanes insbesondere stammt aus China; hier wurde schon Jahrhunderte vor Christi Geburt Porzellan angefertigt. Nach Europa soll Porzellan zuerst 1518 durch die Portugiesen gekommen sein. Die eingeführten hochgeschätzten Porzellangefäße suchte man natürlich hier nachzuahmen. Das Verdienst, die europäische Porzellanfabrikation begründet zu haben, gebührt dem Alchemisten Böttger. Als Goldmacher an dem sächsischen Hofe in Gewahrsam gehalten, beschäftigte er sich mit verschiedenen Schmelzversuchen. Hiebei gelang ihm die Darstellung einer porzellanartigen Masse. Bald darauf, im Jahre 1710, wurde im Albrechtsschloß zu Meißen eine Porzellanfabrik angelegt, deren Fabrikate bald weltberühmt wurden. — 2) Tellus, Erde, tellurisch, der Erde angehörig. — 3) Kosmos, Welt, kosmisch, das Weltganze betreffend.

Im Mineralreiche bildet das Fe eine große Anzahl sehr wichtiger Mineralien, die sogenannten Eisenerze. Gewisse Eisenverbindungen finden sich auch in Brunnen- und Mineralwässern; letztere heißen, wenn sie reich an Eisen sind, Eisensäuerlinge und Stahlquellen. Aber nicht bloß im Mineralreiche, sondern auch im Pflanzenreiche kommt das Fe vor und spielt sogar in demselben eine wichtige Rolle, indem es einen wesentlichen Einfluß auf die Entwicklung der Pflanzen hat. Kulturversuche haben ergeben, daß sich das sogenannte Chlorophyll nicht in normaler Färbung und Beschaffenheit ausbildet, wenn man den Pflanzen das Eisen vorenthält. Auch ist das Eisen ein steter und wesentlicher Bestandteil des tierischen und menschlichen Körpers. Der Farbstoff der roten Blutkörperchen, das sogenannte Hämatin, ist sehr reich daran. Fehlt das Eisen im Blute, so tritt Blässe und Schwäche ein; durch künstliche Eisenzufuhr kann dieser Zustand beseitigt werden, weshalb viele Eisenverbindungen in der Medizin gebraucht werden.

b) Gewinnung.

Die Gewinnung des Eisens wird durch den sogenannten Hochofen- oder Eisenreduktionsprozeß bewirkt.

α) Aufgabe und Material. Dieser hat die Aufgabe, das Eisen der in der Natur vorkommenden Eisenerze von dem darin enthaltenen O zu befreien, dieselben zu reduzieren, und die erdigen Beimengungen daraus zu entfernen. Benützt werden zur Darstellung des Eisens hauptsächlich die folgenden Sauerstoffverbindungen:

1) der Magneteisenstein, Fe_3O_4;

2) der Roteisenstein oder der Eisenglanz, Fe_2O_3, mit seinen verschiedenen Varietäten;

3) das Brauneisenerz, $Fe_2O_3 + 3H_2O$, mit seinen Abarten;

4) der Spateisenstein, $FeCO_3$. Diese Erze werden zunächst geröstet, d. h. an der Luft erhitzt, um H_2O, CO_2, S und As daraus zu entfernen und sie aufzulockern. Die gerösteten Erze werden hierauf zerkleinert und je nach ihrem Eisengehalte in dem Verhältnisse gemischt (gattiert), das nach der Erfahrung die größte Ausbeute liefert. Zugleich versieht man sie mit einem sogenannten Zuschlag, der gewöhnlich aus Kalk, Flußspat oder Sand besteht. Dieser Zuschlag hat den Zweck, das Schmelzen der in den Erzen enthaltenen erdigen Bestandteile zu befördern. Die so zubereiteten Erze werden hierauf mit kohlenhaltigen Substanzen (Holz, Steinkohle, Coaks) vermengt und in einem sogenannten Hochofen in stärkster Weißglühhitze zu metallischem Eisen reduziert. Hiebei wirkt die Kohle sowohl als Brennmaterial, wie als Reduktionsmittel.

β) Einrichtung des Hochofens. Der Hochofen besteht aus dickem, möglichst feuerfestem Gemäuer von 14—35 m Höhe, das im Inneren eine senkrechte Höhlung, den sogenannten Kernschacht, hat, zwei mit ihren Grundflächen aneinander gefügte, abgestumpfte Kegel bildend, von denen der obere Schacht heißt und oben in einen cylindrischen Teil, die sog. Gicht, endigt, der untere aber die Rast genannt wird, die sich

nach unten in das Gestell zusammenzieht, dessen unterer Teil der Herd ist. Hier münden auch die Windleitungsröhren, die den Zweck haben, den Ofen mit der zur Verbrennung erforderlichen Luft zu versehen.

γ) Gang der Schmelzung. Beim Betriebe des Hochofens wird derselbe zuerst, indem man auf dessen Boden Holz anzündet, angewärmt; hierauf füllt man ihn mit Brennmaterial bis an die Gicht, setzt gleichzeitig das Gebläse in Thätigkeit und trägt nun schichtenweise die gattierten und mit Zuschlag gemengten Erze (die sogenannte Beschickung) und Kohle ein. In dem Maße als die Kohlen verbrennen, Erze und Zuschlag schmelzen, sinken die Schichten allmählich nieder. Das aus der schmelzenden Masse hervorgehende Eisen, das Roh- oder Gußeisen, sammelt sich am Boden des Gestelles an. Auf ihm schwimmt die sogenannte Schlacke, die aus den erdigen Beimengungen der Erze und dem Zuschlag entstandene geschmolzene Masse. Dieselbe wird von Zeit zu Zeit von dem Eisen entfernt; letzteres aber wird selbst alle 8—12 Stunden abgelassen, wobei es durch einen Ablaßgraben nach Formen geleitet wird, in denen es erstarrt.

δ) Chemischer Prozeß im Inneren des Hochofens. Der chemische Prozeß, der beim Niederschmelzen der Beschickung im Hochofen stattfindet, ist in verschiedenen Teilen desselben ein verschiedener. Man kann von der Gicht an bis zur Oberfläche der flüssigen Schlacke im Inneren des Hochofens folgende Regionen unterscheiden: die Vorwärmzone im oberen Teile des Schachtes, wo die Beschickung getrocknet und ausgeglüht wird; aus dieser gelangt das Material in die Reduktionszone; in dieser wird das Eisenoxyd durch die in dieser Zone vorhandenen reduzierenden Körper zu metallischem Eisen desoxydiert ($Fe_2O_3 + 3C = 3CO + 2Fe$); in die Kohlungszone gelangt, verwandelt sich das Eisen durch Aufnahme von C in leicht schmelzbares Gußeisen; in der Schmelzzone sättigt es sich vollends mit C; in der Verbrennungszone endlich verbrennt der Kohlenstoff zu Kohlensäure, die weiter oben zu CO reduziert wird.

ε) Die verschiedenen Eisensorten. Aus dem durch diesen Reduktionsprozeß erhaltenen Roh- oder Gußeisen wird das Stab- oder Schmiedeeisen dadurch dargestellt, daß man ersteres in Berührung mit der Luft glüht, wodurch ihm C entzogen wird. Der Stahl kann aus beiden Eisensorten gewonnen werden. Früher wurde er aus dem Schmiedeeisen durch Hinzufügung von C gewonnen, gegenwärtig wird er jedoch fast ausschließlich aus Gußeisen durch Entziehen von C hergestellt, und zwar gewöhnlich nach dem Verfahren von Bessemer (von Thomas auch auf phosphorhaltiges Roheisen angewandt: Thomasschlacke).

c) Eigenschaften.

In Folge einer Reihe von Eigenschaften, die sich bei keinem anderen Metalle in demselben Grade und in derselben Vereinigung finden, ist das Fe unstreitig das wichtigste aller Metalle.

Das chemisch reine Eisen, ein fast silberweißes, stark glänzen-

des, magnetisches, streng flüssiges, an der Luft wenig veränderliches Metall, findet keine Anwendung.

Das gewöhnliche Eisen, das in 3 verschiedenen Formen, die sich in ihren Eigenschaften wesentlich sowohl voneinander als vom reinen Fe unterscheiden, angewendet wird, ist kein reines Fe, sondern Fe mit geringen Mengen C, Si, S vereinigt. Es ist höchst merkwürdig, daß diese Beimengungen je nach ihrem Gehalte die Eigenschaften des Eisens wesentlich modificieren; dies gilt namentlich vom C; je nach dem Gehalte an C führt das gewöhnliche Eisen verschiedene Bezeichnungen:

1) Das Roh- oder Gußeisen enthält 3–6 % C, der teils chemisch, teils mechanisch (in Gestalt von Graphitblättchen) mit dem Fe vereinigt ist. Dasselbe ist je nach seiner Darstellung entweder schwarzgrau bis hellgrau und heißt als solches graues Roheisen, oder zinnweiß und stark glänzend, weißes Roheisen; ersteres ist weniger hart, aber etwas schwieriger schmelzbar, als das weiße. In beiden Zuständen ist es spröde, nicht hämmerbar, nicht schweißbar, dagegen bei verhältnismäßig niedriger Temperatur (1100°—1200°) schmelzbar; geschmolzen ist es leichtflüssig, füllt daher auch die kleinsten Teile einer Form aus, es ist also gießbar; da sich dasselbe durch Stahlinstrumente auch feilen, bohren, abdrehen und sägen läßt, so kann man es leicht zu verschiedenen Gegenständen formen; sein spez. Gewicht ist 7—7,5. Seiner Härte und großen Druckfestigkeit wegen findet es namentlich zu Stützen, Säulen, Pfeilern u. s. w. Anwendung, seine Bruchfestigkeit ist geringer und nicht zuverlässig.

2) Das Stab- oder Schmiedeeisen enthält von allen 3 Sorten am wenigsten, nur 0,2—0,6 % C, ist lichtgrau, politurfähig, von sehnigem, zackigem Gefüge, daher biegsam und sehr zähe (das härteste und zugleich zäheste geschmeidige Metall), schmilzt (schwerer als Roheisen und Stahl) erst in der Weißglühhitze (bei 1500°—1600°), und wird bei angehender Weißglut schweißbar und schmiedebar, sein spez. Gewicht ist 7,7. Seiner Zähigkeit wegen wird es zu Gegenständen verarbeitet, die einen großen Druck auszuhalten haben (Kettenbrücken, Wagenachsen u. s. w.); dasselbe scheint jedoch durch verschiedene Ursachen, namentlich durch oft wiederholte Erschütterungen, sein faseriges Gefüge verlieren und ein körnig krystallinisches (wie es dem Gußeisen eigen ist) annehmen zu können, wodurch sich seine Zähigkeit bis zu einem gewissen Grade verringert. Das plötzliche Brechen der Achsen an Eisenbahnwägen wird dieser Umänderung zugeschrieben.

3) Der Stahl. Der C-Gehalt desselben liegt in der Mitte zwischen dem des Guß- und Stabeisens und beträgt etwa 1—2 %; der größte Teil des C ist chemisch gebunden. Der Stahl besitzt eine grauweiße Farbe, eine sehr feinkörnige, gleichartige Struktur; aus letzterer Eigenschaft erklärt es sich, daß er nicht spröde wie das Gußeisen, aber auch nicht so leicht dehnbar und hämmerbar wie das Schmiedeeisen ist. Seine Politurfähigkeit ist viel größer als die des Schmiedeeisens. Härte und Elasticität des Stahles kann man nach Belieben verändern. Wird nämlich der Stahl zum Glühen erhitzt und hierauf durch Eintauchen in kaltes H_2O plötzlich abgekühlt (abgelöscht, abgeschreckt), so wird er glashart, spröde und elastisch (Härten des Stahles, gehärteter Stahl).

Aus gehärtetem Stahl bestehen alle Werkzeuge, die sehr hart sein müssen, z. B. Feilen und Bohrer; der gehärtete Stahl verliert seine Härte wieder, wird weicher und zäher, wenn man ihn zum Glühen erhitzt und dann langsam abkühlen läßt, ein Verfahren, das man Anlassen des Stahles nennt. Ist der so angelassene Stahl poliert, so ändert er beim Erhitzen seine Farbe. Ursprünglich weiß, wird er blaßgelb, strohgelb, orange, rot, purpurrot, violett, dunkelblau, hellblau, endlich schwarzblau. (Diesen Farbenwechsel, das Anlaufen, kann man beobachten, wenn man eine Stricknadel an den Rand einer Kerzenflamme hält.) Da die verschiedenen Farben bestimmten Temperaturen entsprechen, so sind sie ein vortreffliches Mittel zur Beurteilung des Härtegrades beim Anlassen des Stahles. Der Stahl schmilzt leichter als Schmiedeeisen, aber schwerer als Gußeisen (bei 1300°—1400°); in der Weißglut wird er weich, daher ist er gieß- und schweißbar; sein spez. Gewicht ist 7,6—7,8. Die wichtigsten Stahlsorten sind Rohstahl, Zementstahl, Gußstahl und Damascenerstahl [1]).

d) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Eisenoxydul oder Ferrooxyd, FeO, ein schwarzes Pulver, das schnell Sauerstoff aufnimmt, und sich höher oxydiert.

2) Das Eisenhydroxydul, FeH_2O_2. Es entsteht, wenn man zu einer Eisenvitriollösung Kalilauge setzt, in Form eines weißen Niederschlages:

$$FeSO_4 + 2KHO = K_2SO_4 + FeH_2O_2.$$

Dasselbe nimmt sehr schnell Sauerstoff auf und wird erst grau, dann grün und zuletzt gelbbraun.

3) Das Eisenoxyd oder Ferrioxyd, Fe_2O_3. Es kommt natürlich vor und kann auch künstlich dargestellt werden (z. B. durch Glühen von $FeSO_4$). Unter dem Namen Englischrot oder Colcothar wird es als Farbe und Poliermittel benützt.

4) Das Eisenhydroxyd, $Fe_2H_6O_6$. Es entsteht durch Fällen eines Eisenoxydsalzes durch Alkalien als rotbrauner Niederschlag:

$$Fe_2Cl_6 + 6NH_3 + 6H_2O = 6NH_4Cl + Fe_2H_6O_6.$$

In der Natur kommt dieser Körper als Brauneisenstein vor, und auch der gewöhnliche Rost besteht aus ihm.

5) Das Eisenoxyduloxyd, Fe_3O_4, findet sich in der Natur als Magneteisenstein und entsteht auch beim Verbrennen des Eisens (Eisenhammerschlag).

---

1) Eine der neuesten Errungenschaften der deutschen Metalltechnik möge hier erwähnt werden: das Mannesmannsche Walzverfahren zur raschen Verarbeitung eines massiven Metallblockes zu einer Röhre.

β) Sulfide.

1) Das Einfachschwefeleisen, FeS. Es bildet, durch Zusammenschmelzen der Bestandteile entstanden, eine grauschwarze, metallglänzende, in Wasser unlösliche Masse, die mit Säuren übergossen H_2S entwickelt.

2) Zweifachschwefeleisen, FeS_2, kommt als Schwefelkies und Strahlkies in der Natur vor.

Versuche. 1) In einem Glaskölbchen erhitzt man S bis zum völligen Sieden. Dann trägt man fein verteiltes Eisen (Eisenfeile) ein: unter schöner Feuererscheinung verbindet sich der S mit Fe zu Einfach-Schwefeleisen.

2) Dieselbe Verbindung erhält man in Form einer grauschwarzen Masse, wenn man 3 Tl. Eisenfeile und 2 Tl. S innig mengt und das Gemenge in einem Tiegel glüht.

3) Auch auf folgende Weise kann man sie darstellen: man mischt 3 Teile Eisenfeile mit 2 Teilen S unter Zusatz von etwas H_2O durcheinander und stellt dieses Gemenge in einem irdenen Topfe an einen warmen Ort hin: nach c. 1 Stunde findet man im Topfe eine schwarze Masse von Einfach-Schwefeleisen.

γ) Haloidsalze.

1) Das Eisenchlorür, $FeCl_2$. Man erhält es durch Auflösen von Eisen in HCl und Eindampfen in Form hellgrüner, in Wasser leicht löslicher Krystalle.

2) Das Eisenchlorid, Fe_2Cl_6, wird durch Auflösen von Eisen in Königswasser erhalten und ist in Wasser, Alkohol und Äther löslich. Letztere Lösung ist goldgelb und wird Goldtropfen genannt.

3) Die Verbindungen des Eisens mit Cyan. Mit Cyan geht das Eisen 2 Verbindungen ein: das Eisencyanür, $FeCy_2$, und das Eisencyanid, Fe_2Cy_6. Diese sind besonders durch ihre Verbindungen untereinander und mit anderen Cyanmetallen wichtig. Von diesen sind anzuführen:

α) das gelbe Blutlaugensalz oder das Kaliumeisencyanür (Ferrocyankalium), $4KCy + FeCy_2 + 3H_2O = K_4FeCy_6 + 3H_2O$. Es ist dies ein in technischer Beziehung überaus wichtiger Körper. Dasselbe wird fabrikmäßig dargestellt, indem man Kohle aus Tiersubstanzen (Leder, Blut, Horn) mit Pottasche und Eisen zusammenschmilzt, die geschmolzene Masse in heißem Wasser löst und die Lösung eindampft. Man erhält hiebei schöne, gelbe Krystalle des genannten Salzes. Das gelbe Blutlaugensalz benützt man vorzugsweise in der Färberei, da es mit vielen Metallsalzen

farbige Verbindungen bildet. Vor allen ist hier das Berliner Blau zu nennen, das man durch Vermischung einer Auflösung von Blutlaugensalz und Eisenchlorid erhält (Fe_7Cy_{18}).

β) Das rote Blutlaugensalz oder Kaliumeisencyanid (Ferricyankalium), $6KCy + Fe_2Cy_6 = 2(K_3FeCy_6)$. Man erhält es in Form hyacinthroter Krystalle, wenn man in die Lösung von gelbem Blutlaugensalz Chlor leitet und die Lösung verdunsten läßt. Die Lösung dieses Salzes gibt mit Eisenoxydulsalzen einen blauen Niederschlag, sogenanntes Turnbulsblau.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das schwefelsaure Eisenoxydul, Ferrosulfat, der Eisenvitriol, $FeSO_4 + 7H_2O$. Dieser Körper findet sich in der Natur als Verwitterungsprodukt von Schwefelkies. Im kleinen wird er durch Auflösen von Eisen oder Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure dargestellt. Im großen gewinnt man ihn aus Schwefelkiesen, da sich dieselben sowohl beim Verwittern, als beim Erhitzen an der Luft (Rösten) zu schwefelsaurem Eisenoxydul oxydieren. Durch Auslaugen der verwitterten, bez gerösteten Masse und durch Abdampfen der Lösung erhält man den Eisenvitriol krystallisiert. — Derselbe krystallisiert in blaß-blaugrünen monoklinen Prismen mit 7 Mol. Wasser. Durch Erhitzen geben die Krystalle alles Wasser ab, wobei sie zu einem weißen Pulver zerfallen. Der Luft ausgesetzt, verlieren die Krystalle bald ihre grüne Farbe und bedecken sich mit einem gelben Anflug (Verwittern). Durch Glühen wird der Eisenvitriol in SO_2, SO_3 und Fe_2O_3 zersetzt. Auf diesem Verhalten beruht die Darstellung der Nordhäuser Schwefelsäure. Im Wasser ist er leicht löslich. An der Luft oxydiert sich die Lösung teilweise zu schwefelsaurem Eisenoxyd.

Der Eisenvitriol findet vielfache Verwendung, indem er zur Fabrikation der rauchenden Schwefelsäure, zur Desinficierung der Kloaken, zur Bereitung der Tinte, zum Schwarzfärben, zum Konservieren von Holz u. s. w. benützt wird.

2) Das kohlensaure Eisenoxydul oder Ferrokarbonat, $FeCO_3$, findet sich als Spateisenstein in der Natur, löst sich im kohlensäurehaltigen Wasser und kommt deshalb in vielen natürlichen Wässern vor (Stahlquellen).

Versuche mit Fe und seinen Verbindungen. 1) Man verbrenne einen dünnen Eisendraht vor dem Lötrohre zu Fe_3O_4.

2) Man löse Fe in HCl unter Erwärmen und koche mit überschüssigem Fe bis zum Aufhören der Wasserstoffentwicklung. Man erhält so eine neutrale Eisenchlorürlösung, $FeCl_2$.

3) In dieser Lösung bewirkt: NaHO oder NH_3 einen grünlichweißen Niederschlag von FeH_2O_2, der an der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff rasch eine grüne und endlich rotbraune Farbe annimmt ($Fe_2H_6O_6$); rotes Blutlaugensalz bewirkt darin einen dunkelblauen Niederschlag von Turnbulsblau.

4) Man koche die blaßgrüne Lösung des $FeCl_2$ mit HNO_3. Sie nimmt dadurch eine rotgelbe Farbe an, und geht in salpetersaures Eisenoxyd, also in ein Eisenoxydsalz über.

5) In dieser Lösung bewirken: NaHO, NH_3 und Na_2CO_3 rotbraune Niederschläge, gelbes Blutlaugensalz einen dunkelblauen Niederschlag von Berlinerblau, Schwefelcyankalium eine blutrote Färbung.

Unterscheidung der Eisenoxydul- und Eisenoxydsalze.

1) Gelbes Blutlaugensalz bewirkt in den ersteren einen bläulichweißen, in letzteren einen prächtig blauen Niederschlag (Eisenchlorür und Eisenchlorid in einem Probierröhrchen mit einigen Tropfen dieses Reagenses zu versetzen!)

2) Versetzt man beide mit rotem Blutlaugensalz, so entsteht in den ersteren ein prächtig blauer, in den letzteren kein Niederschlag.

3) Schwefelcyankalium färbt die Eisenoxydsalzlösung blutrot, die andere gar nicht.

§. 31. Das Mangan, Manganium, Mn = 55.

a) Vorkommen und Eigenschaften.

Es kommt in der Natur nie gediegen, sondern nur oxydiert vor. Manganerze: Pyrolusit (Braunstein), MnO_2; Manganit, $Mn_2O_3 + H_2O$. Durch Reduktion des Manganoxyduls mit Kohle dargestellt, bildet das Mangan ein graues und sprödes Metall, das sich an der Luft oxydiert.

b) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Manganoxydul, MnO, ein grünes Pulver.

2) Das Manganoxyd, Mn_2O_3, das sich in der Natur als Braunit findet.

3) Das Mangandioxyd (Mangansuperoxyd), MnO_2, als Braunstein oder Pyrolusit, das am häufigsten vorkommende Manganerz bildend.

4) Die Mangansäure, H_2MnO_4, die nur in ihren Verbindungen bekannt ist. Eine solche ist das mangansaure Kalium, K_2MnO_4. Dasselbe erhält man als grüne Lösung, wenn man Braunstein und Salpeter mit KHO glüht und die geschmolzene Masse mit H_2O auslaugt. Der Luft ausgesetzt, geht die grüne Farbe der Lösung durch

Blau, Violett und Purpur in Rot über. Dieses Farbenwechsels wegen nennt man die Lösung Chamäleonlösung und das mangansaure Kalium selbst mineralisches Chamäleon. Mit dem Farbenwechsel entsteht und ruft diesen hervor übermangansaures Kalium, $KMnO_4$. Dasselbe wird auch erhalten durch Glühen von Braunstein, Kaliumhydroxyd und chlorsaurem Kalium. Es bildet dunkelrote, fast schwarze Krystalle, die sich in H_2O zu einer tiefroten Flüssigkeit lösen. Diese zersetzt sich leicht, wodurch die Flüssigkeit endlich farblos wird. Man benützt das übermangansaure Kalium als Desinfektionsmittel, in der Maßanalyse und in der Medizin.

β) Sulfide.

Schwefelmangan, MnS. Kommt als Mineral vor und wird als fleischroter Niederschlag erhalten, wenn man ein Manganoxydulsalz mit AmHS fällt.

γ) Sauerstoffsalze.

Es gibt 2 Arten von Salzen des Mangans: solche, in denen seine Verbindungen als Basen und solche, in denen sie als Säuren auftreten.

1) Das kohlensaure Manganoxydul, $MnCO_3$, findet sich in der Natur als Manganspat.

2) Das mangansaure Kalium, K_2MnO_4.

3) Das übermangansaure Kalium, $KMnO_4$.

Versuche mit Braunstein, MnO_2. 1) Erhitzt man eine Probe im Glasröhrchen, so entwickelt sich O. Ein in das Röhrchen gehaltener glimmender Holzspan entzündet sich.

2) Man stelle sich an einem Platindrahte eine Borax- oder Phosphorsalzperle her, bringe sie, noch heiß, mit MnO_2 in Berührung, so daß ein wenig davon an der Perle hängen bleibt und führe sie von neuem in die Flamme: die Perle wird violett gefärbt.

3) MnO_2 löst sich in HCl unter Chlorentwicklung.

4) Schmilzt man MnO_2 und Na_2CO_3 unter Zusatz von etwas KNO_3 auf einem Platinbleche zusammen, so erhält man eine grünliche Masse von mangansaurem Natrium.

Erkennung der Manganverbindungen. 1) Die Phosphorsalz- oder Boraxperle wird von den Manganverbindungen violett gefärbt.

2) Mit Na_2CO_3 und KNO_3 auf einem Platinbleche zusammengeschmolzen, geben die Manganverbindungen eine grüne Farbe.

§. 32. Das Chrom, Chromium, Cr = 52,2.

a) Vorkommen und Eigenschaften.

Das Chrom ist ein seltenes Metall und kommt in der Natur nur in Verbindungen vor (z. B. im Chromeisenstein, $FeCr_2O_4$). Die Verbindungen des Chromes zeichnen sich meistens durch schöne Farben aus, welchen das Element seinen Namen verdankt[1]). Durch Glühen von

---

1) Vom Griechischen chroma, die Farbe.

Chromchlorid mit Na dargestellt, bildet das Chrom ein Pulver, das sehr schwer schmelzbar ist. Das Chrom findet nur in Verbindungen Anwendung.

b) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Chromoxydul, CrO.

2) Das Chromoxyd, Cr_2O_3, ein grünes Pulver.

3) Die Chromsäure, CrO_3, deren Hydrat, H_2CrO_4, im freien Zustande nicht bekannt ist.

β) Sauerstoffsalze.

Es gibt zwei Arten von Salzen des Chromes, solche, in denen seine Verbindungen als Basen, und solche, in denen sie als Säuren auftreten.

1) Der Chromalaun, der schwefelsaures Chromoxydkalium ist.

2) Das saure chromsaure Kalium (zweifach chromsaure Kalium), $K_2Cr_2O_7$. Dieser Körper wird im großen aus dem Chromeisenstein dargestellt, indem er bei dem Zusammenschmelzen dieses Minerales mit Pottasche und Salpeter entsteht. Er bildet schöne, dunkelorangerote, große Krystalle, die sich in Wasser mit gelbroter Farbe lösen. Man benützt dieses Salz zur Darstellung fast aller anderen Chrompräparate, auch zu den galvanischen Chromsäureelementen.

3) Das normale chromsaure Kalium (oder einfache chromsaure Kalium), K_2CrO_4. Dieses Salz kann aus dem vorigen durch Zusatz von Kalilauge dargestellt werden. Es bildet gelbe, rhombische Prismen, die im Wasser löslich sind.

Versuche mit doppeltchromsaurem Kalium. 1) Es schmilzt beim Erhitzen im Glasröhrchen und bildet dann eine dunkelrote Flüssigkeit.

2) Beim Erhitzen auf Kohle verpufft es schwach.

3) Man erhitze es vor dem Lötrohre mit Phosphorsalz oder Borax: man bekommt grüne Perlen.

4) Man löse es in Wasser, wodurch man eine rotgelbe Flüssigkeit erhält.

5) In dieser Lösung bewirkt Chlorbarium einen gelben Niederschlag von chromsaurem Barium, $BaCrO_4$; Bleizucker (essigsaures Blei) einen gelben Niederschlag von chromsaurem Blei (Chromgelb), $PbCrO_4$; Höllenstein einen rotbraunen Niederschlag von chromsaurem Silber, Ag_2CrO_4.

§. 33. Das Kobalt, Cobaltum, Co = 58,8.

a) Vorkommen, Gewinnung und Eigenschaften.

Das Kobalt findet sich gediegen nur im Meteoreisen, in Verbindung mit anderen Elementen bildet es verschiedene Erze, wie: Speiskobalt, $CoAs_2$; Glanzkobalt, CoAsS; Kobaltblüte, $Co_2As_2O_8 + 8H_2O$.

Aus den Kobalterzen dargestellt, bildet das Kobalt ein hartes, rötlichstahlgraues, glänzendes Metall, das magnetisch ist [1]).

---

1) Den Namen Kobalt hat das Metall von Kobold, Berggeist, erhalten.

b) Verbindungen.

Unter diesen sind nur hervorzuheben: 1) das Chlorkobalt (Kobaltchlorür), $CoCl_2$. Dasselbe hat im wasserhaltigen Zustande eine rote, im wasserfreien eine blaue Farbe. Daher ist eine Schrift von Kobaltchlorür schwach rosenrot und deshalb kaum sichtbar; bei der Erwärmung verliert sie das Wasser, wird blau und deshalb sichtbar (sympathetische Tinte).

2) Die Smalte (kieselsaures Kali-Kobaltoxydul). Werden die gerösteten Kobalterze in einem Glasofen mit Quarz und Pottasche zusammengeschmolzen, so entsteht ein blaues Glas, das sich beim Stoßen in ein höchst feines, blaues Pulver, Smalte genannt, umwandelt. Dieselbe besitzt auch nach der Entdeckung des Ultramarins noch einen hohen Wert, da sie zum Färben des Glases, des Porzellans und des Waschblaus benützt wird.

3) Das salpetersaure Kobaltoxydul, $Co(NO_3)_2$. Löst man Kobalt oder Kobaltoxydul in verdünnter HNO_3, so erhält man beim Eindampfen dieser Lösung rote, zerfließliche Krystalle von $Co(NO_3)_2$. Dieser Körper geht beim Glühen mit einigen unschmelzbaren Körpern charakteristisch gefärbte Verbindungen ein und kann daher zu ihrer Erkennung dienen. So entsteht aus Thonerde, mit der Lösung dieses Salzes befeuchtet, eine schöne blaue Masse, Zinkoxyd in gleicher Weise behandelt, wird grün gefärbt.

Versuche mit Kobaltnitrat. 1) Man versetze die rote, wässerige Lösung mit NaHO: es entsteht ein blaues, basisches Salz.

2) Versetzt man diese Lösung mit NH_3, so entsteht ein blauer Niederschlag eines basischen Salzes, das in überschüssigem H_3N mit roter Farbe löslich ist.

3) Man bringe eine Borax- oder Phosphorsalzperle mit einer Kobaltverbindung in Berührung und führe sie dann in eine Flamme: Kobaltverbindungen färben, selbst in sehr kleinen Mengen, die Borax- oder Phosphorsalzperle blau. (Erkennungsmittel der Kobaltverbindungen.)

§. 34. Das Nickel, Niccolum, Ni = 59.

a) Vorkommen, Eigenschaften und Verwendung.

Gediegen kommt es nur im Meteoreisen in Begleitung des Kobalts vor. In Verbindung mit anderen Elementen bildet es verschiedene Erze, wie: Kupfernickel[1]), NiAs; Nickelglanz, NiAsS und Haarkies, NiS. Aus seinen Erzen abgeschieden, ist das Nickel silberweiß, stark glänzend, magnetisch und läßt sich zu Blech auswalzen und zu feinem Draht ausziehen.

Fanden nämlich früher die Bergleute Kobalterze, so meinten sie, bei dem vielversprechenden Äußeren, wertvolle Metalle gebrochen zu haben und waren dann, wie sie glaubten, von Kobolden betrogen oder geneckt. — 1) Von diesem Erze hat das Metall seinen Namen; wegen seiner kupferroten Farbe vermuteten die Bergleute Kupfer in ihm; als sie aber beim Erhitzen kein Kupfer erhielten, gaben sie dem Erze den Schimpfnamen Nickel.

Es wird vorzugsweise als Metall verwendet, besonders zu Legierungen (Neusilber oder Argenten, 60 % Cu, 30 % Zn und 10 % Ni). In neuerer Zeit wird es auch zum Prägen von Scheidemünzen benützt.

b) Verbindungen.

Dieselben sind ohne besondere Bedeutung.

§. 35. Das Zink, Zincum, Zn = 65,2.

a) Vorkommen und Gewinnung.

Gediegen kommt das Zn in der Natur nicht vor; in Verbindung mit anderen Elementen ist es aber ziemlich verbreitet. Die wichtigsten Zinkerze sind: die Zinkblende, ZnS; der Zinkspat oder edle Galmei, $ZnCO_3$; das Kieselzink oder der gemeine Galmei, $Zn_2SiO_4 + H_2O$; der Zinkvitriol, $ZnSO_4$.

Das meiste Zink wird aus Galmei, der aus ZnO und CO_2 besteht, gewonnen. Denselben verwandelt man zunächst durch Glühen in Zinkoxyd; mit Kohle vermengt wird es hierauf in thönernen oder eisernen Cylindern (Muffeln) bei Weißglut reduziert. Das Metall verflüchtigt sich und wird in geeigneten Vorlagen kondensiert. — Auch aus Zinkblende, ZnS, wird Zn dargestellt. Nachdem dieselbe geröstet ist, wodurch ein großer Teil des S als SO_2 sich entfernt hat, wird der Rückstand wie der geglühte Galmei mit C reduziert.

b) Eigenschaften und Anwendung.

Versuche. 1) Betrachten der äußeren Eigenschaften eines Stückes Zink!

2) Aus einem Gasometer leitet man O in eine Spiritusflamme und hält in dieselbe ein Stück Zink. Es verbrennt mit bläulichweißer,

Fig. 26.

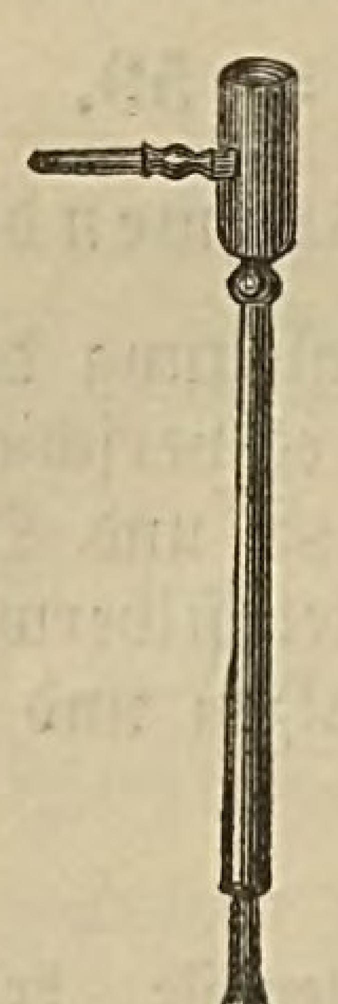
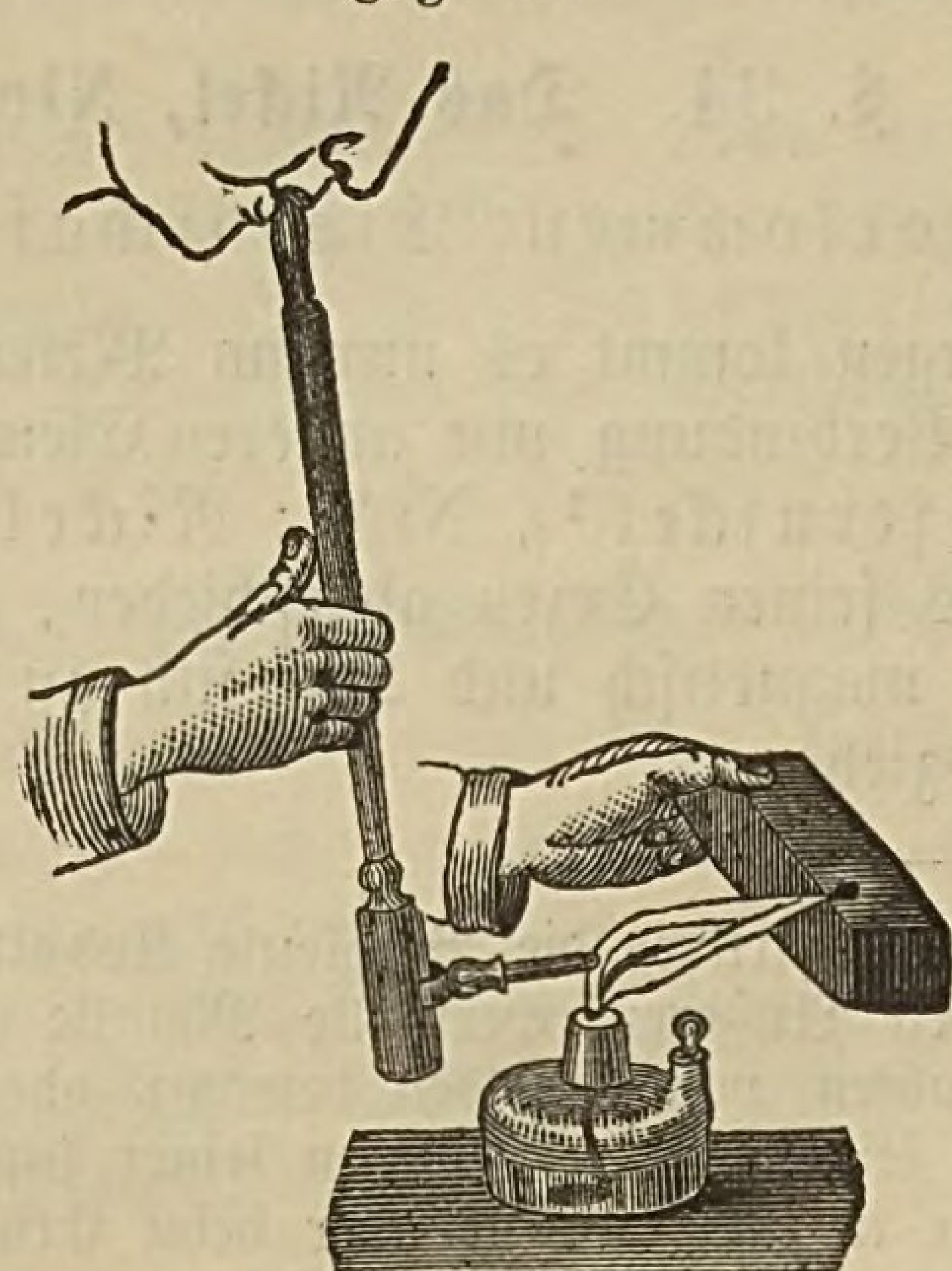


Fig. 27.



stark leuchtender Flamme unter Entwicklung eines weißen Rauches, der nichts anderes als Zinkoxyd, ZnO, ist. Oder man erhitzt ein Stückchen Zn auf Kohle vor dem Lötrohre[1]) solange, bis es brennt, Fig. 26 u. 27.

3) Man erhitzt Zn in einem eisernen Löffel über einer Flamme: es schmilzt, überzieht sich mit einer grauen Haut, die bei starkem Erhitzen gelb, beim Erkalten weiß wird. Sie besteht aus ZnO.

4) Man legt blankes Zn an feuchte Luft: es verliert allmählich seinen Glanz, läuft an und bedeckt sich mit einer grauweißen Schicht, dem Zinkrost, aus ZnO, das CO_2 aus der Luft aufgenommen hat, bestehend.

Das Zink hat eine bläulichweiße Farbe, vollkommenen Metallglanz, bei gewöhnlicher Temperatur spröde, bei einer Temperatur von 100—150° aber geschmeidig und hämmerbar, über 200° wieder sehr spröde; bei 400° schmilzt es und verflüchtigt sich bei noch höherer Temperatur. An der Luft stark erhitzt, verbrennt es mit helleuchtender bläulich weißer Flamme zu Zinkoxyd. Es oxydiert sich an trockener wie feuchter Luft nur oberflächlich.

Das Zn wird besonders als Blech zu Badewannen, zu Dachrinnen, zur Dachbedeckung, zu Legierungen, zum Gusse von Statuen, zu galvanischen Elementen u. s. w. benützt.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Zinkoxyd, ZnO, ein weißes, amorphes Pulver, das beim Verbrennen des Zn an der Luft entsteht. Auch kann man es als weiße, lockere Masse (lana philosophica, philosophische Wolle, auch nihilum album, weißes Nichts, genannt) erhalten, wenn man kohlensaures Zn glüht, wodurch die Kohlensäure ausgetrieben wird. Unter dem Namen Zinkweiß findet es als Anstrichfarbe Anwendung. (Wird nicht durch H_2S geschwärzt, wie Bleiweiß.)

1) Das Lötrohr dient zur Erzielung eines hohen Hitzegrades im kleinen. Dasselbe besteht aus drei Teilen: 1) einer mit einem Mundstücke versehenen Röhre, durch welche man mit dem Munde Luft einbläst; 2) einem kleinen cylindrischen Gefäße, das als Windkasten und zum Ansammeln der mitgerissenen Feuchtigkeit dient; 3) einer feinen seitlichen Ausflußröhre, aus welcher der Luftstrahl in eine Flamme strömt. Hält man, indem man Luft einbläst, die Spitze dieser Ausflußröhre in eine Kerzen-, Lampen- oder Weingeistflamme, so erhält man hiedurch eine sehr heiße Flamme. An der Lötrohrflamme unterscheidet man zwei Teile, den inneren bläulichen Teil, wo es an O fehlt, die sogenannte Reduktionsflamme, und den äußeren gelblichen Teil, wo O ungehinderten Zutritt hat, die Oxydationsflamme. Die erstere entzieht einem in sie gehaltenen Körper Sauerstoff, die letztere dagegen begünstigt eine lebhafte Oxydation. Als Unterlagen, auf welchen man die zu untersuchenden Körper der Lötrohrflamme aussetzt, benützt man entweder Holzkohle, Platindraht oder Platinblech.

2) Das Zinkhydroxyd, ZnH_2O_2, wird als weißer, kleisterartiger Niederschlag erhalten, wenn man zu einer Lösung von Zinkvitriol Kalilauge setzt:

$$ZnSO_4 + 2KHO = K_2SO_4 + ZnH_2O_2.$$

β) Sulfide.

Schwefelzink, ZnS, kommt als Zinkblende natürlich vor und kann aus einer Lösung eines Zinksalzes durch H_2S oder AmHS als weißer Niederschlag gefällt werden.

γ) Haloidsalze.

Chlorzink, $ZnCl_2$. Diesen Körper erhält man, wenn man Chlor auf pulverisiertes Zn einwirken läßt, sowie durch Lösen von Zn in HCl.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das schwefelsaure Zink (Zinksulfat, der Zinkvitriol, der weiße Vitriol), $ZnSO_4 + 7H_2O$. Dieses Salz wird durch Auflösen von Zn in verdünnter H_2SO_4 oder durch Rösten der Zinkblende gewonnen; auch kommt es zuweilen in der Natur vor. — Es krystallisiert in großen, durchsichtigen, glasglänzenden, rhombischen Prismen. Die Krystalle lösen sich leicht in Wasser, verwittern etwas an der Luft und schmelzen beim Erhitzen in ihrem Krystallwasser. Durch Erhitzen zerfallen sie in ZnO, SO_2 und O; daher können sie zur Darstellung des O dienen. — Man benützt das $ZnSO_4$ in den Kattundruckereien, als Siccativ (Trockenmittel), zu dem Öle bei der Firnisbereitung, als Heilmittel (Augenwasser) und als Desinfektionsmittel.

2) Das kohlensaure Zink (Zinkkarbonat), $ZnCO_3$, kommt als Zinkspat natürlich vor.

Versuche mit Zink. 1) Man verbrenne es vor dem Lötrohre auf Kohle. Der Beschlag auf der Kohle ist in der Hitze gelb, beim Erkalten weiß.

2) Man löse Zn in HCl, koche überschüssiges Zn mit HCl bis zum Aufhören der H-Entwicklung; die farblose Lösung enthält $ZnCl_2$.

3) Man versetze diese Lösung mit NaHO oder NH_3: es entsteht ein weißer Niederschlag von ZnH_2O_2.

4) Versetzt man die $ZnCl_2$-Lösung mit Na_2CO_3, so entsteht ein weißer Niederschlag eines basischen Salzes; CO_2 entweicht.

5) H_2S erzeugt in $ZnCl_2$ einen weißen Niederschlag von ZnS

Erkennung der Zinkverbindungen. Glüht man eine Zinkverbindung mit Na_2CO_3 vor dem Lötrohre auf Kohle, so erhält man einen gelben, beim Erkalten weiß werdenden Beschlag, aber kein Metallkorn.

§. 36. Blei, Plumbum, Pb = 207.

a) Vorkommen und Gewinnung.

Es kommt gediegen nicht vor; seine wichtigsten Erze sind: der Bleiglanz, PbS; der Bleispat oder das Weißbleierz, $PbCO_3$.

Gewonnen wird es nur aus dem Bleiglanz, entweder durch die sogenannte Niederschlagsarbeit oder durch die Röstarbeit.

b) Eigenschaften und Verwendung.

Versuche. 1) Untersuchen von Blei nach Farbe, Glanz, Härte (Ritzen mit Messer und Fingernagel, Breitschlagen einer Bleikugel) und spezifisches Gewicht.

2) Verhalten des Bleies in reinem Wasser, in Salz-, Schwefel-, Salpeter- und Essigsäure (in Reagensgläschen erwärmen!)

3) Verhalten des Bleies gegen Hitze.

4) Darstellung eines Bleibaumes!

Das Blei hat eine bläulichgraue Farbe, ist biegsam und weich, läßt sich zu Platten auswalzen und zu Draht ziehen. Bei 335° schmilzt es und ist bei höherer Temperatur flüchtig; an feuchter Luft überzieht es sich mit einer Oxydschicht. In H_2O, zu dem die Luft Zutritt hat, oxydiert es sich auch; das so entstandene Hydroxyd, PbH_2O_2, löst sich etwas darin auf und verleiht dem H_2O nachteilige Eigenschaften. In hartem H_2O löst sich das Blei nicht so leicht als in weichem.

Benützung: Wasserröhren, Fensterblei, Schrot, chemische Gerätschaften.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Bleisuboxyd, Pb_2O, aus dem der beim Anlaufen des Pb an der Luft sich erzeugende graue Überzug besteht.

2) Das Bleioxyd, PbO, ein citronengelbes Pulver, das durch Oxydation des Metalles an der Luft bei erhöhter Temperatur erhalten wird und im Handel unter dem Namen Massicot vorkommt. Geschmolzenes Massicot heißt Blei- oder Silberglätte (Glas, Glasuren, Malerfarbe).

3) Das Bleidioxyd, PbO_2 (Bleisuperoxyd).

4) Die Mennige, Pb_3O_4, ein Gemenge von Bleioxyd und Bleisuperoxyd. Sie stellt ein rotes Pulver dar, das als Farb- und Kittmaterial Verwendung findet.

β) Sulfide.

Das Schwefelblei, PbS, kommt als Bleiglanz natürlich vor und

wird als schwarzer Niederschlag erhalten, wenn man H_2S auf Bleilösungen einwirken läßt.

γ) Haloidsalze.

Das Chlorblei, $PbCl_2$, wird durch Fällen eines Bleisalzes mit HCl oder NaCl als weißes Pulver erhalten.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das kohlensaure Blei (Bleikarbonat), $PbCO_3$, kommt in der Natur als Weißbleierz vor; künstlich dargestellt: Bleiweiß.

2) Das schwefelsaure Blei (Bleivitriol), $PbSO_4$, kommt in der Natur vor; künstlich erhält man es als ein schweres, weißes Pulver durch Fällen eines löslichen Bleisalzes mit H_2SO_4 oder einem löslichen Sulfate.

3) Das salpetersaure Blei $Pb(NO_3)_2$, entsteht beim Auflösen von Blei oder Bleioxyd in Salpetersäure.

4) Das chromsaure Blei, $PbCrO_4$, bildet sich, wenn man in eine Bleizuckerlösung gelöstes doppeltchromsaures Kalium gießt. Dieser Körper wird als Chromgelb in der Malerei benützt.

5) Das essigsaure Blei (Bleizucker), siehe Essigsäure.

Versuche mit Blei. 1) Man erhitze Blei auf Kohle vor dem Lötrohre: es schmilzt und bildet einen gelben Beschlag (PbO).

2) Man versuche, es in HCl, in H_2SO_4 und in HNO_3 zu lösen: es löst sich nur in HNO_3 unter Entwicklung von NO zu $Pb(NO_3)_2$.

3) Durch ein Stückchen Zn wird aus der neutralen Lösung von $Pb(NO_3)_2$ Blei in Form baumartig verzweigter Blättchen ausgeschieden.

4) Aus der Lösung von $Pb(NO_3)_2$ fällt H_2S: schwarzes PbS; NaHO bewirkt einen weißen Niederschlag von PbH_2O_2; Na_2CO_3: einen weißen Niederschlag von $PbCO_3$; H_2SO_4: weißes $PbSO_4$; HCl: weißes $PbCl_2$; $K_2Cr_2O_7$: einen gelben Niederschlag von $PbCrO_4$.

Erkennung der Bleiverbindungen. Alle Bleiverbindungen geben, mit Na_2CO_3 vor dem Lötrohre auf Kohle geglüht, weiche, dehnbare Metallkügelchen und gleichzeitig einen gelben Beschlag.

§. 37. Das Zinn, Stannum, Sn = 118.

a) Vorkommen und Gewinnung.

Ist gediegen bis jetzt nicht gefunden worden. Sein Haupterz ist der Zinnstein, SnO_2. Aus ihm wird das Sn durch Kohle gewonnen.

b) Eigenschaften.

Versuche. 1) Betrachten des äußeren Habitus des Zinnes.

2) Schmelzen von Zinn in einem eisernen Löffel.

3) Zusammenschmelzen von Zinn und Blei, 1 Tl. Zinn und 1/2 Tl. Blei: Schnellot.

4) Erhitzen eines Stückchens Zinn auf Kohle vor dem Lötrohre: Zinnoxyd.

5) Verzinnen auf trockenem Wege: man streue Salmiak auf eine Kupfermünze, schmelze darauf etwas Zinn und verteile es mit einem Hölzchen über das Kupfer.

Das Sn hat eine weiße, silberähnliche Farbe, ist weich, dehn- und hämmerbar, schmilzt bei 235°, beim Biegen desselben vernimmt man ein knirschendes Geräusch, bei gewöhnlicher Temperatur ist es unveränderlich, geschmolzen, überzieht es sich mit einer Haut von Oxyd, stärker erhitzt, verbrennt es zu einem weißen Pulver, zu Zinndioxyd oder Zinnasche.

Verwendung: Stanniol, Gerätschaften, Verzinnen.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Zinnoxydul, SnO, und das Zinnhydroxydul, SnH_2O_2.

2) Das Zinnoxyd, SnO_2, ein weißes oder strohgelbes, beim Erhitzen vorübergehend sich braunfärbendes Pulver. Mit H_2O verbunden, bildet es die Zinnsäure, H_2SnO_3.

β) Sulfide.

1) Das Einfach-Schwefelzinn, SnS.

2) Das Zweifach-Schwefelzinn, SnS_2, goldgelb, metallglänzend, unter dem Namen Musivgold bekannt.

γ) Haloidsalze.

1) Das Zinnchlorür (Zinnsalz), $SnCl_2$, wird durch Lösen von Sn in HCl erhalten.

2) Das Zinnchlorid, $SnCl_4$, entsteht durch Verbrennen von Stanniol in Chlor.

δ) Sauerstoffsalze.

Ohne Bedeutung.

Versuche mit Sn. 1) Man erhitze Sn auf Kohle vor dem Lötrohre: es schmilzt und geht in weißes SnO_2 über.

2) Man löse Sn durch Kochen mit konz. HCl: es bildet sich unter H-Entwicklung $SnCl_2$.

3) Man stelle in die Lösung von $SnCl_2$ ein Stückchen Zn: es scheidet sich krystallinisches Sn aus.

4) In der $SnCl_2$-Lösung scheidet NaHO weißes SnH_2O_2 aus und H_2S bildet dunkelbraunes SnS.

Erkennung der Zinnverbindungen. Alle Zinnverbindungen geben beim Behandeln mit Na_2CO_3 vor dem Lötrohre auf Kohle metallisches Zinn, leicht erkennbar an seiner Farbe und Geschmeidigkeit.

§. 38. Das Kupfer, Cuprum, Cu = 63.

a) Vorkommen.

Das Cu kommt vor: α) gediegen und zwar in großer Menge in Nordamerika;

β) in Verbindung mit anderen Elementen und zwar; 1) als Rotkupfererz, Cu_2O; 2) Malachit, $CuCO_3 + CuH_2O_2$; 3) Kupferlasur, $2CuCO_3 + CuH_2O_2$; 4) Kupferglanz, Cu_2S; 5) Kupferkies, $Cu_2S + Fe_2S_3$.

Die Gewinnung des Cu richtet sich nach der Beschaffenheit der Erze. Aus den oxydierten Erzen wird es durch Reduktion mit Kohle ausgeschmolzen. Aus den Schwefelerzen ist es nur schwierig zu gewinnen. Durch galvanische Zersetzung von $CuSO_4$ erhält man chemisch reines Cu.

b) Eigenschaften.

Das Cu zeichnet sich aus durch einen eigentümlich roten Metallglanz; sodann durch Luftbeständigkeit, indem es bei gewöhnlicher Temperatur unverändert bleibt, sich erst geglüht mit einer Oxydhaut überzieht (Kupferhammerschlag) und sich selbst in sehr feuchter Luft nur langsam mit einer grünen Schicht (Grünspan) bedeckt, endlich durch Schwerschmelzbarkeit, Geschmeidigkeit und Zähigkeit. Es ist ein vorzüglicher Leiter der Wärme und Elektricität.

Anwendung: zahlreiche Legierungen, Hausgeräte, chemische und physikalische Apparate.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

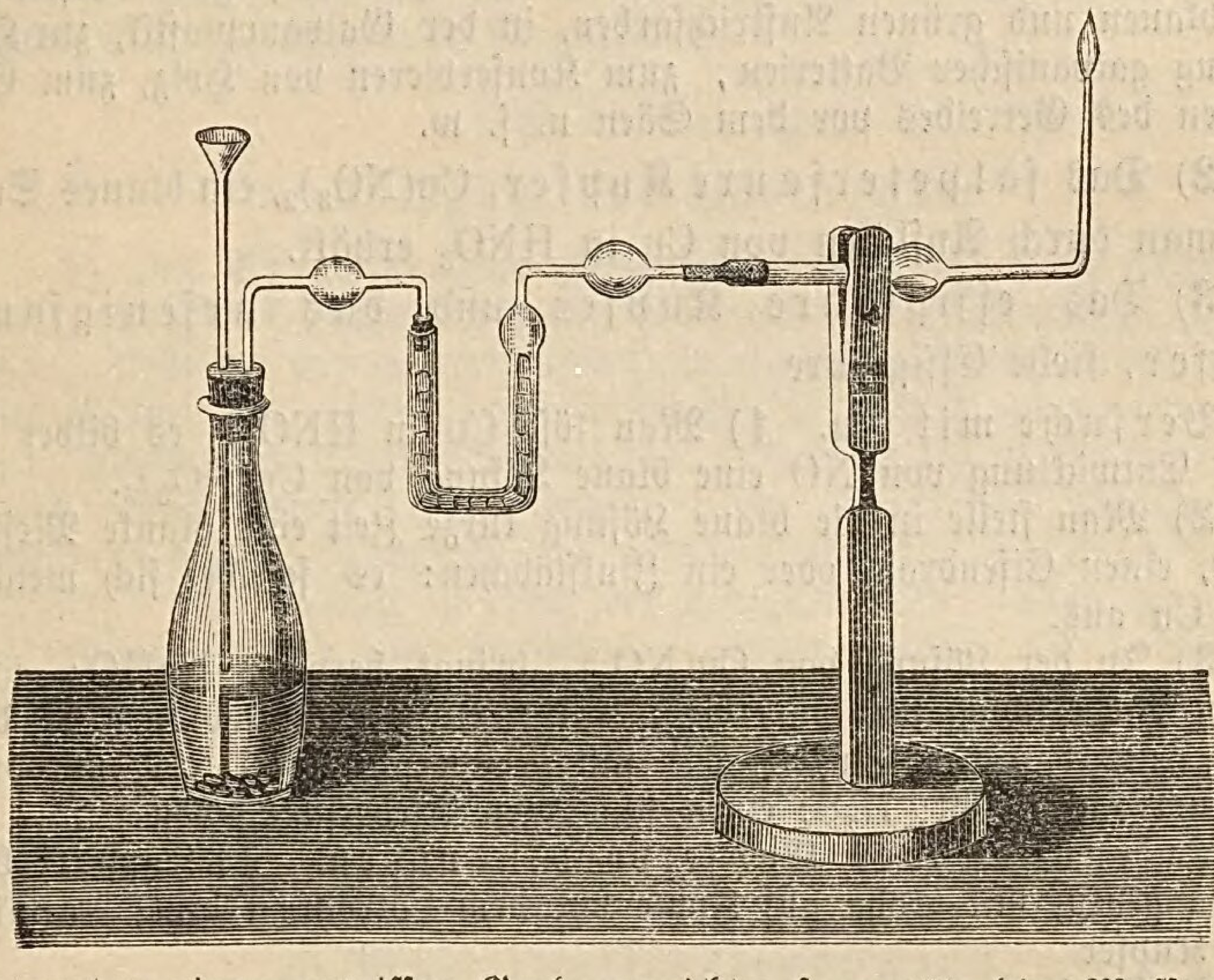
1) Das Kupferoxydul, Cu_2O, das sich als Rotkupfererz in der Natur findet.

2) Das Kupferoxyd, CuO, ein schwarzes Pulver, das durch Glühen von Kupferspänen an der Luft erhalten wird. Setzt man zu gelöstem Kupfervitriol Kalilauge, so entsteht eine hellblaue lockere Masse, Kupferhydroxyd, CuH_2O_2, das als Malerfarbe (Bremerblau) dient.

Versuch. Die Spaltung des Kupferoxydes. Die Gasleitungsröhre eines Wasserstoffentwicklungsapparates verbindet man mit

einer Glasröhre, die mit Chlorcalcium gefüllt ist. In dieser Röhre wird der Wasserdampf, der sich bei der Entwicklung des H bildet, zurückgehalten, der H also getrocknet. An die Chlorcalciumröhre fügt man luftdicht eine sogenannte Kugelröhre an, in die man eine Schicht schwarzen Kupferoxydes bringt. Man entwickelt nun H, zündet denselben nach einiger Zeit an der Ausströmungsspitze der Kugelröhre an und erhitzt das Kupferoxyd mit einer Berzeliusschen Lampe, Fig. 28. Hat die

Fig. 28.



Temperatur einen gewissen Grad erreicht, so gerät die Masse zum Glühen, die Wasserstofflamme wird kleiner oder verlischt ganz, im Inneren der Röhre, zwischen Kupferoxyd und Ausströmungsrohr, setzt sich ein Beschlag von Wasser an und aus dem Rohre treten Nebel von Wasserdampf aus; in der Röhre aber bleibt nach längerem Erhitzen rotes metallisches Kupfer in Pulverform zurück, $CuO + H_2 = H_2O + Cu$.

β) Sulfide.

Schwefelkupfer, CuS, bildet sich, wenn man die Lösung eines Kupfersalzes durch H_2S fällt.

γ) Haloidsalze.

Das Kupferchlorid, $CuCl_2$, entsteht, wenn man CuO in HCl löst; die weingeistige Lösung der $CuCl_2$-Krystalle brennt mit schöner, grüner Flamme.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das schwefelsaure Kupfer (der Kupfervitriol), $CuSO_4 + 5H_2O$. Dieses wichtige Salz wird im großen auf verschiedene

Weise dargestellt, so durch Rösten von Kupferkies, durch Auflösen von Cu oder CuO in H_2SO_4 u. s. w. — Es krystallisiert in großen, dunkelblauen, triklinen Krystallen von der Zusammensetzung $CuSO_4 + 5H_2O$. An der Luft verwittern dieselben oberflächlich, wobei sie weiß werden. Im H_2O sind sie leicht und mit blauer Farbe löslich.

Man benützt den Kupfervitriol in der Färberei, zur Darstellung von blauen und grünen Anstrichfarben, in der Galvanoplastik, zur Herstellung galvanischer Batterien, zum Konservieren von Holz, zum Einweichen des Getreides vor dem Säen u. s. w.

2) Das salpetersaure Kupfer, $Cu(NO_3)_2$, ein blaues Salz, das man durch Auflösen von Cu in HNO_3 erhält.

3) Das essigsaure Kupfer und das arsenigsaure Kupfer, siehe Essigsäure.

Versuche mit Cu. 1) Man löse Cu in HNO_3: es bildet sich unter Entwicklung von NO eine blaue Lösung von $Cu(NO_3)_2$.

2) Man stelle in die blaue Lösung kurze Zeit eine blanke Messerklinge, einen Eisendraht oder ein Zinkstäbchen: es scheidet sich metallisches Cu aus.

3) In der Lösung von $Cu(NO_3)_2$ bringt hervor: NaHO: einen blauen Niederschlag von $Cu(HO)_2$; NH_3: einen grünlichblauen Niederschlag eines basischen Salzes, das sich in überschüssigem NH_3 mit dunkelblauer Farbe löst; H_2S: einen schwarzen Niederschlag von CuS.

Erkennung der Kupferverbindungen. 1) Kupferverbindungen geben, mit Soda auf Kohle vor dem Lötrohre erhitzt, regulinisches Kupfer.

2) Kupferverbindungen färben, mit etwas HCl befeuchtet, die Flamme smaragdgrün.

§. 39. Das Arsen, Arsenicum, As = 75.

a) Vorkommen.

Das Arsen findet sich zwar gediegen unter dem Namen Scherbenkobalt, jedoch meistens in Verbindung mit anderen Elementen. Arsenerze sind: Arsenkies, FeAsS; Realgar, AsS; Operment, As_2S_3; Glanzkobalt, CoAsS.

b) Eigenschaften.

Versuche. 1) Vorzeigen und Betrachten des Arsens.

2) Verbrennen eines Stückchens As vor dem Lötrohre.

Das As ist stahlgrau, glänzend, so spröde, daß es sich zu Pulver stoßen läßt; bei Luftabschluß erhitzt, verflüchtigt es sich unter Entwicklung eines knoblauchartigen Geruches, an der Luft oder in reinem O erhitzt, verbrennt es mit bläulicher Flamme. Das Arsen oxydiert sich auch schon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft, indem es dabei seinen Metallglanz verliert und eine matte schwarzgraue

Oberfläche zeigt. Im H_2O ist das As unlöslich; allein bei Gegenwart von H_2O der Luft ausgesetzt, oxydiert es sich allmählich zu arseniger Säure, die sich im H_2O auflöst. Hierauf beruht die Anwendung des As als Fliegengift (man streut dasselbe auf nasses Fließpapier). Das As kommt meist als schwarzes Pulver im Handel vor unter den Namen: Arsenik, Scherbenkobalt, Fliegengift, Fliegenstein und Cobaltum. Das Arsen sowie alle seine Verbindungen sind heftige Gifte.

Als Gegenmittel bei Arsenvergiftungen wendet man frisch gefälltes Eisenhydroxyd oder Magnesia an.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Arsentrioxyd (Arsenigsäureanhydrid), auch weißer Arsenik, Arsenik (Arsenikblumen, Giftmehl oder Hüttenrauch) genannt, As_2O_3, stellt im fein pulverisierten Zustande ein schweres, weißes, geruchloses Pulver dar. Wird dasselbe erhitzt, so schmilzt es zu einer farblosen, glasartigen Masse (Arsenikglas). Das As_2O_3 ist im H_2O etwas löslich und erteilt ihm schwach saure Reaktion. Die wässerige Auflösung des As_2O_3 enthält, wie man annimmt, die arsenige Säure, H_3AsO_3. Der Arsenik ist eines der heftigsten Gifte. Man benützt ihn als Rattengift und zur Herstellung grüner Farben (Arsenikesser die Gebirge).

2) Das Arsenpentoxyd, As_2O_5, ist eine weiße, schwere Masse, die sich in H_2O löst. Die wässerige Lösung zeigt saure Reaktion und scheidet beim Verdunsten Krystalle der Arsensäure, H_3AsO_4, aus. Sie ist ebenfalls ein heftiges Gift.

β) Wasserstoffverbindungen.

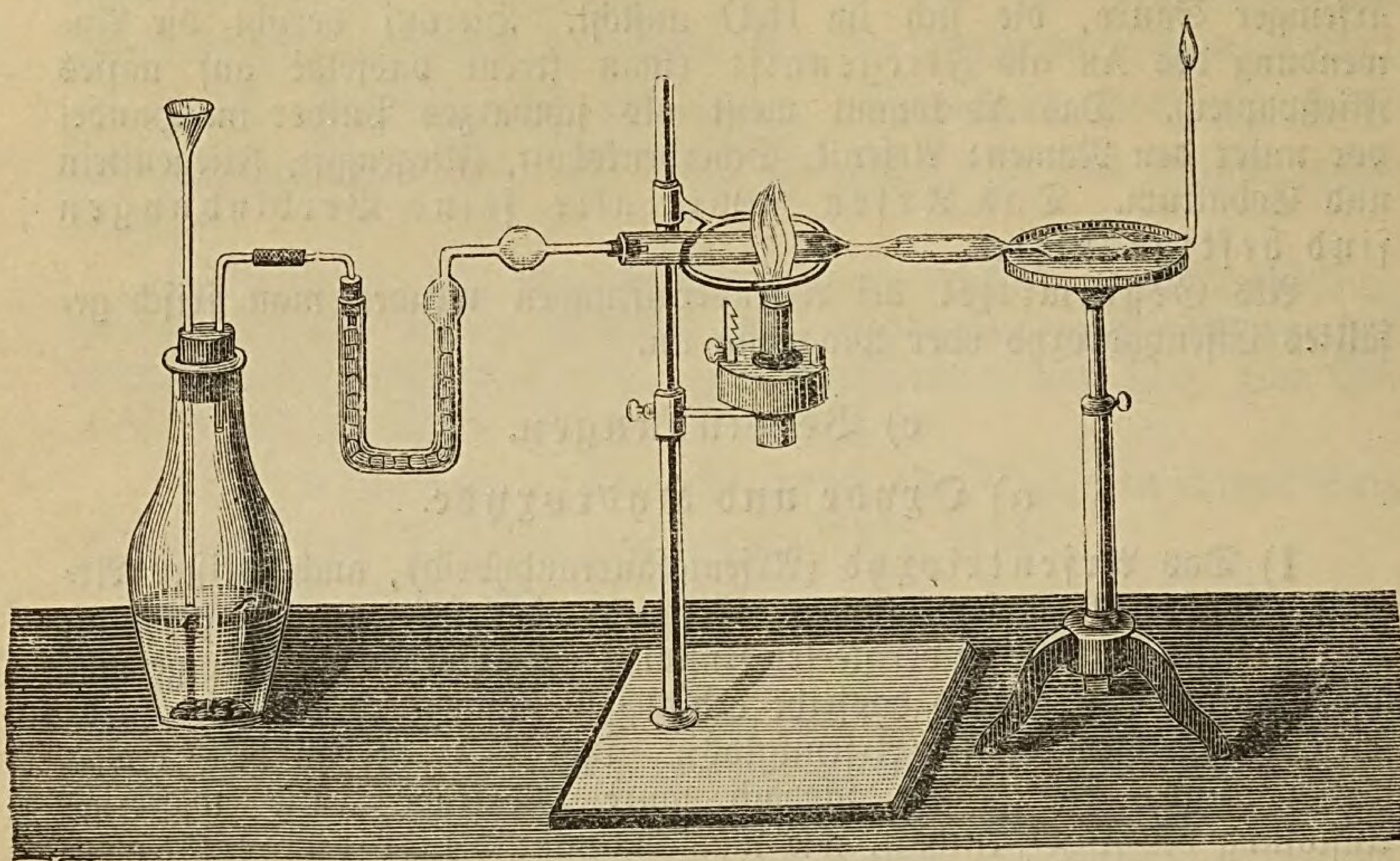
Der Arsenwasserstoff, H_3As, ein farbloses, unangenehm knoblauchartig riechendes und sehr giftiges Gas. Es ist leicht entzündlich und verbrennt mit bläulichweißer Flamme. Dasselbe bildet sich, wenn man As_2O_3 mit Zn und verdünnter H_2SO_4 zusammenbringt, wobei H auf As_2O_3 wie folgt einwirkt:

$$As_2O_3 + 12H = 3H_2O + 2H_3As.$$

Leitet man den Arsenwasserstoff durch eine glühende Röhre, so scheidet er As ab und seine Flamme setzt auf Porzellan Flecken von As ab, eine Eigenschaft, die zum Nachweise des As namentlich bei Vergiftungsfällen dient.

Der hiezu dienende Apparat, Fig 29, heißt der Marshsche Apparat. Derselbe besteht aus einer mit Zn und H_2O gefüllten Flasche, mit der eine sogenannte Trocken- und Reduktionsröhre in Verbindung steht. Erstere ist mit Chlorcalcium gefüllt; letztere ist eine an verschiedenen Stellen ausgezogene Glasröhre, die in eine feine aufrecht stehende Spitze ausläuft. Gießt man H_2SO_4 durch die Trichterröhre zu, so beginnt sofort eine H-Entwicklung. Bringt man hierauf eine Flüssigkeit in den Kolben, die nur eine Spur einer Arsensauerstoffverbindung enthält, so bildet sich sofort Arsenwasserstoff. Man erhitzt nun

Fig. 29.



einen Teil der Reduktionsröhre mittelst einer doppelten Weingeist- oder Gaslampe bis zum Glühen: es bildet sich in der Röhre ein Arsenspiegel. Läßt man mit dem Erhitzen nach, zündet den Arsenwasserstoff an und hält in die (bläulichweiße) Flamme eine trockene Porzellanplatte, so bilden sich auf derselben ebenfalls Arsenflecken. Durch diese Methode ist nicht selten Arsen in Leichen nachgewiesen worden, die schon lange beerdigt waren. Übrigens muß bemerkt werden, daß auch Sb einen ähnlichen Spiegel unter den obigen Umständen erzeugt. Doch lassen sich beide Spiegel leicht voneinander unterscheiden. Der Antimonspiegel ist matt, tiefschwarz und in unterchlorigsaurem Natrium unlöslich; der Arsenspiegel dagegen stark glänzend, braunschwarz und in dem obengenannten Körper löslich.

γ) Sulfide.

1) Einfach-Schwefelarsen, AsS, natürlich Realgar.
2) Dreifach-Schwefelarsen, As_2S_3, natürlich Operment.
3) Fünffach-Schwefelarsen, As_2S_5.

δ) Sauerstoffsalze.

Arsenigsaures Kupfer, siehe Essigsäure.

§. 40. Das Antimon, Stibium, Sb = 122.

a) Vorkommen.

Es kommt in der Natur gediegen vor, häufiger aber in Verbindung mit S als Antimonglanz. Daraus wird es auch dargestellt.

b) Eigenschaften.

Versuche. 1) Betrachten eines Stückchens Sb.

2) Man erhitze ein Stückchen Sb auf Kohle vor dem Lötrohre: es schmilzt, verbrennt mit weißer Flamme zu Antimontrioxyd, das sich zum Teil als Beschlag auf der Kohle verdichtet.

Das Sb hat eine bläulichweiße Farbe, einen starken Glanz, ein krystallinisch-blättriges Gefüge, ist so spröde, daß es sich leicht pulverisieren läßt, schmilzt bei etwa 450° und krystallisiert beim Erstarren in Rhomboedern; sein spez. Gewicht ist 6,7. An der Luft bis zum Schmelzen erhitzt, verbrennt es mit weißer Flamme zu einem weißen Pulver. Das Antimon bildet wichtige Legierungen.

c) Verbindungen.

α) Oxyde und Hydroxyde.

1) Das Antimontrioxyd, Sb_2O_3, das Verbrennungsprodukt des Sb, eine grauweiße, krystallinische Masse.

2) Das Antimonpentoxyd, Sb_2O_5.

β) Wasserstoffverbindungen.

Der Antimonwasserstoff, siehe Arsenwasserstoff.

γ) Sulfide.

Versuch. In einem Tiegel schmilzt man 1 Tl. S mit 2 Tl. Sb, das man vorher pulverisiert hat, zusammen: beide Stoffe vereinigen sich zu einer schwarzgrauen, spröden, zu Pulver zerreiblichen Masse, die Antimontrisulfid, Sb_2S_3, ist.

1) Dreifach-Schwefelantimon (Antimonsulfür), Sb_2S_3, kommt in der Natur als Grauspießglanz vor;

2) Fünffach-Schwefelantimon (Antimonpentasulfid), Sb_2S_5, wird unter dem Namen Goldschwefel in der Medizin angewandt.

δ) Haloidsalze.

Das Antimonchlorid, $SbCl_3$, bildet sich, wenn trockenes Cl auf Sb einwirkt.

ε) Sauerstoffsalze.

Der Brechweinstein, siehe Weinsäure.

Versuche mit Antimon. 1) Man erhitze ein Stückchen Sb in einem Glasröhrchen: es schmilzt, ohne zu sublimieren.

2) Man erhitze Sb auf Kohle vor dem Lötrohre: man erhält einen weißen, flüchtigen Beschlag von Sb_2O_3; die glühende Metallkugel brennt fort, stößt weiße Dämpfe aus und bedeckt sich mit nadelförmigen Krystallen von Sb_2O_3.

3) Man versuche Sb in HCl, HNO_3 und Königswasser zu lösen: es löst sich nur in letzterem.

4) Aus dieser Lösung von $SbCl_3$ bewirkt: H_2O einen weißen Niederschlag von Algarotpulver, SbOCl; H_2S einen orangeroten Niederschlag von Sb_2S_3.

Zusätze. 1) Dem Sb und As steht das Wismuth, Bismuthum, Bi = 210, nahe. Es hat eine glänzendweiße, rötlich schimmernde Farbe, schmilzt schon bei 264°, ist sehr spröde und verbrennt, stark er-

hitzt, mit blauer Farbe zu Wismuthoxyd, Bi_2O_3. Seine Legierungen zeichnen sich durch niedrige Schmelzpunkte aus.

2) Legierungen. Die meisten Metalle lassen sich untereinander in jedem Verhältnisse zu homogenen Gemischen zusammenschmelzen; solche Gemische nennt man Legierungen. Bildet Quecksilber einen Bestandteil einer Legierung, so nennt man dieselbe Amalgam. Die Amalgame entstehen in der Regel dadurch, daß man ein oder mehrere Metalle in Hg auflöst, und werden nach dem im Hg gelösten oder mit demselben gemischten Metalle benannt. Die eigentlichen Legierungen besitzen im allgemeinen die physikalischen Eigenschaften der Metalle; ihre Härte aber ist meist größer als die der einzelnen Metalle, ihr Schmelzpunkt dagegen niedriger. Die zum Löten verwendeten leichtflüssigen Legierungen werden Lote genannt. Die nachfolgende Tabelle enthält ein alphabetisches Verzeichnis der bekanntesten Legierungen mit Angabe ihrer Bestandteile in Gewichtseinheiten.

1) Amalgame: a) Das Kienmayersche Amalgam, zum Bestreichen des Reibzeuges der Elektrisiermaschinen benützt, besteht aus 1 Sn, 1 Zn und 2 Hg; b) die Spiegelfolie ist Zinnamalgam.
2) Alfénide (Alpaka, Chinasilber, Christofle), galvanisch versilbertes Neusilber; zu Theeservicen, Gabeln, Löffeln.
3) Aluminiumbronze, 90 Cu und 10 Al; goldähnliches Aussehen.
4) Blattgold, unechtes, 87 Cu und 13 Zn.
5) Blattsilber, unechtes, Silberschaum, 1 Zn und 1 Sn.
6) Britanniametall, 1 Sb und 9 Sn; seiner silberweißen Farbe und Haltbarkeit wegen zu Kaffeekannen u. s. w.
7) Bronze, antike, 90 Cu und 10 Sn.
8) Bronze, moderne, Cu, Zn und Sn.
9) Clichiermetall, 15 Bi, 4 Sn, 8 Pb und 3 Cd.
10) Glockenmetall, 80 Cu und 20 Sn.
11) Kanonenmetall, 90 Cu, 10 Sn.
12) Letternmetall, 1 Sb und 4 Pb.
13) Messing (Gelbguß) 30 Zn und 70 Cu.
14) Neusilber (Argentan, Pakfong, Weißkupfer), 60 Cu, 30 Zn und 10 Ni.
15) Reichsgoldmünzen, 9 Au und 1 Cu.
16) Reichssilbermünzen, 9 Ag und 1 Cu.
17) Reichsnickelmünzen, 75 Cu und 25 Ni.
18) Schnellot, 2 Sn und 1 Pb.
19) Talmigold, Cu, Zn und Sn.
20) Tombak (Rotmessing, Similor), 85 Cu und 15 Zn.

§. 41. Das Quecksilber, Hydrargyrum, Hg = 200.

a) Vorkommen.

Das Hg ist nicht sehr verbreitet; gediegen kommt es nur selten vor, meist in Verbindung mit Schwefel als Zinnober, HgS. Fundorte sind: Idria in Illirien und Almaden in Spanien.

b) Eigenschaften.

Es ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, siedet bei 360° und wird bei — 40° starr, ist silberweiß, stark glänzend, löst die meisten Metalle auf und bildet mit ihnen sogenannte Amalgame. (Anwendung: Barometer, Thermometer, Spiegelbelegung, Gewinnung von Au und Ag u. s. w.).

c) Verbindungen.

α) Oxyde.

1) Das Quecksilberoxydul, Hg_2O, ein schwarzes Pulver, das sich am Lichte rasch verändert und in Oxyd und Metall zerfällt.

2) Das Quecksilberoxyd, HgO, das beim Erhitzen des Hg an der Luft als gelblichrotes Pulver erhalten wird und in der Medizin als rotes Präzipitat Anwendung findet.

β) Sulfide.

1) Das Quecksilbersulfür, Hg_2S.

2) Das Quecksilbersulfid, HgS, das natürlich als Zinnober vorkommt.

γ) Haloidsalze.

1) Das Quecksilberchlorür, Merkurochlorid (Kalomel), Hg_2Cl_2, ein wichtiges Arzneimittel, das man erhält, wenn man eine Quecksilberoxydulsalzlösung mit HCl fällt.

2) Das Quecksilberchlorid, Merkurichlorid (Sublimat oder Ätzsublimat), $HgCl_2$. Es wird durch Sublimation von $HgSO_4$ und NaCl erhalten:

$$HgSO_4 + 2NaCl = HgCl_2 + Na_2SO_4.$$

Es wird auch durch Auflösen von HgO im HCl erhalten, ist weiß, krystallinisch und eines der heftigsten Metallgifte. Benützt wird es als Arzneimittel und zum Konservieren organischer Stoffe.

3) Das Quecksilberjodür, Hg_2J_2, ein grüner Körper, und das Quecksilberjodid, HgJ_2, scharlachrot oder gelb.

δ) Sauerstoffsalze.

1) Das salpetersaure Quecksilberoxydul, $Hg_2(NO_3)_2$, entsteht, wenn überschüssiges Quecksilber mit HNO_3 erwärmt wird.

2) Das salpetersaure Quecksilberoxyd, $Hg(NO_3)_2$, entsteht, wenn Quecksilber in überschüssiger HNO_3 erwärmt wird.

Versuche mit Quecksilber. 1) Man erwärme überschüssiges Hg gelinde in HNO_3: es löst sich zu salpetersaurem Quecksilberoxydul $Hg_2(NO_3)_2$.

2) Aus dieser Lösung fällt ein Stückchen Cu-Blech metallisches Hg.

3) Versetzt man diese Lösung mit H_2S, so erhält man einen schwarzen Niederschlag, aus HgS und Hg bestehend.

4) In derselben Lösung bewirkt: NaHO einen schwarzen Niederschlag von Hg_2O; HCl einen weißen Niederschlag von Calomel, Hg_2Cl_2; KJ einen grünlichgelben Niederschlag von Hg_2J_2.

§. 42. Das Silber, Argentum, Ag = 108.

a) Vorkommen.

Das Ag kommt vor: a) gediegen in größeren oder kleineren Stücken; b) in Verbindung mit anderen Elementen; solche Silbererze sind: 1) der Silberglanz oder das Glaserz, Ag_2S; 2) das Schwarz- und Rotgiltigerz u. s. w.

b) Eigenschaften.

Es ist rein weiß, stark glänzend, oxydiert sich an trockner und feuchter Luft nicht, ist sehr dehnbar und ein vorzüglicher Leiter der Wärme und Elektricität. (Verwendung: Münzen, chemische und physikalische Apparate, Schmucksachen, Versilberung).

c) Verbindungen.

α) Oxyde.

Das Silberoxyd, Ag_2O, ein schwarzes Pulver.

β) Sulfide.

Das Schwefelsilber, Ag_2S. Es kommt als Silberglanz natürlich vor und bildet sich als ein schwarzer Überzug, wenn man eine blanke Silbermünze einige Zeit auf die Öffnung einer Schwefelwasserstofflasche legt oder einen Silberlöffel in Eiweiß taucht.

γ) Haloidsalze.

1) Das Chlorsilber, AgCl; es wird als ein käsiger, weißer Niederschlag erhalten, wenn man eine Ag-Lösung mit HCl versetzt. Im Lichte wird das HgCl erst violett, dann schwarz, indem es sich zersetzt.

2) Das Bromsilber, AgBr, und das Jodsilber, AgJ, zwei Salze, die dem AgCl in ihren Eigenschaften gleichen.

δ) Sauerstoffsalze.

Das salpetersaure Silber (der Höllenstein), $AgNO_3$. Diesen Körper erhält man durch Auflösen von chemisch reinem Silber in konzentrierter Salpetersäure und Abdampfen der erhaltenen Lösung zur Krystallisation. — Die erhaltenen Krystalle sind farblos, durchsichtig, schwärzen sich im Sonnenlichte und sind im

H_2O leicht löslich. Die Lösung schwärzt organische Gewebe dauernd. Geschmolzen und in Form von Stängelchen gegossen, nennt man das $AgNO_3$ Höllenstein.

Man benützt das $AgNO_3$ in der Chirurgie (zum Wegbeizen von krankem Fleisch) und hauptsächlich in der Photographie; außerdem verwendet man es häufig zum Zeichnen der Wäsche.

Versuche mit Ag. 1) Man löse eine Silbermünze in HNO_3: die blaue Lösung enthält $AgNO_3$ und $Cu(NO_3)_2$.

2) Man löse reines Ag in HNO_3.

3) In dieser Lösung von $AgNO_3$ bewirkt Cu einen Niederschlag von metallischem Ag; H_2S einen schwarzen Niederschlag von Ag_2S; NaHO einen dunkelbraunen Niederschlag von Ag_2O; HCl einen weißen, käsigen Niederschlag von AgCl, der sich am Lichte violett färbt.

§. 43. Das Gold, Aurum, Au = 197.

a) Vorkommen.

Das Gold kommt gewöhnlich nur in geringer Menge, wenn auch nicht gerade selten vor. Entweder findet es sich gediegen (Californien, Mexiko, Australien) oder im Eisenkiese, in den meisten Silber-, Kupfer- und Bleierzen. Seine Gewinnung ist je nach seinem Vorkommen verschieden.

b) Eigenschaften.

Das Gold ist das dehnbarste aller Metalle und hat einen unzerstörbaren Metallglanz. Es ist gelb und hat in Pulvergestalt eine braune Farbe. Sein spez. Gewicht ist 19,3 und sein Schmelzpunkt c. 1100°.

In Legierungen mit Ag und Cu findet das Au Anwendung zu den mannigfachsten Luxusartikeln, zu Münzen und zum Überziehen oder Vergolden anderer Metalle. Das Vergolden geschieht in verschiedener Weise (Feuervergoldung, kalte, nasse und galvanische Vergoldung).

c) Verbindungen.

Unter diesen sind anzuführen: 1) das Goldoxydul, Au_2O.

2) Das Goldoxyd, Au_2O_3, ein braunes Pulver.

3) Das Goldchlorid, $AuCl_3$, das man durch Auflösen des Au in Königswasser erhält.

Der Goldpurpur ist eine Verbindung von Au, Sn und O, welche in der Porzellan- und Glasmalerei als rote Farbe und zur Darstellung des Rubinglases angewendet wird.

§. 44. Das Platin, Platina, Pt = 197,4.

a) Vorkommen.

Es findet sich gediegen mit kleinen Beimischungen von anderen Metallen. Hauptfundorte sind: Ural, Brasilien, Peru.

b) Eigenschaften.

Dieses Metall hat eine grauweiße Farbe, starken Glanz, ist sehr hämmerbar, härter als Ag und ist im stärksten Ofenfeuer unschmelzbar, in der Knallgasflamme jedoch schmilzt es leicht. Im porösen, schwammartigen Zustande heißt es Platinschwamm, noch feiner verteilt, Platinmohr oder Platinschwarz. In diesem Zustande hat das Pt die Eigenschaft, Gase und Dämpfe auf seiner Oberfläche zu verdichten (Döbereinersche Zündmaschine).

Aus dem Platin werden verschiedene chemische Gerätschaften, wie Tiegel, Abdampfschalen, bereitet, und es ist, weil es von Säuren und Alkalien nicht angegriffen wird, bei chemischen Arbeiten unentbehrlich [1]).

c) Verbindungen.

1) Das Platinchlorid, $PtCl_4$. Man erhält es, wenn man Pt in Königswasser löst und die Lösung zur Trockne eindampft in Form zerfließlicher, rotbrauner Krystalle, die sich in H_2O und Alkohol lösen. Dieser Körper ist ein Reagens auf Kalium und Ammoniumsalze.

2) Das Kaliumplatinchlorid, K_2PtCl_6, wird als ein zitronengelber, krystallinischer Niederschlag erhalten, wenn man zur Auflösung eines Kaliumsalzes $PtCl_4$ setzt.

Rückblicke, Zusammenfassungen und Ergänzungen.

I. Einteilung und Charakterisierung der Elemente.

Auf Grund unserer Erfahrungen über die Eigenschaften und das chemische Verhalten der Elemente gelangen wir zu folgender Gruppierung:

1. **Nichtmetalle** (Ametalle, Metalloide): kein metallisches Aussehen (Selen, Tellur und Jod ausgenommen); schlechte Leiter der

---

1) Da das Platin wegen seiner chemischen Beständigkeit in der Technik immer größere Verwendung findet, und die Fundgruben im Ural, in Neugranada, in Californien und auf Borneo im Jahre nicht viel mehr als 2800—3000 kg dieses wertvollen Metalles liefern, so wird dasselbe von Jahr zu Jahr teuerer. Vor 3 Jahren kostete das kg noch 720 Mark, 1891 kostete es 1440 Mark. Gegenwärtig verhalten sich die Preise von Silber, Platin und Gold wie 1:11:15, während sie sich vor kurzem wie 1 : 8 : 15 verhielten.

Wärme und Elektricität (mit Ausnahme der Kohle); vereinigen sich meist mit Wasserstoff (H_2O, H_3N, H_4C, H_2S, H_3P, HCl, HJ u. s. w.) zu in der Regel gasförmigen Verbindungen und mit Sauerstoff und Wasserstoff zu Säuren (H_2SO_3, H_2SO_4, H_3PO_4 u. s. w.).

II. **Metalle**: Metallglanz; undurchsichtig (Ausnahme: Gold und Silber in sehr dünnen Blättchen); gute Leiter der Wärme und Elektricität; vereinigen sich meist nicht mit Wasserstoff (Ausnahme: H_3As und H_3Sb), und mit Sauerstoff und Wasserstoff bilden sie meist Basen (KHO, $NaHO$, CaH_2O_2 u. s. w.):

1) **Leichte Metalle**: spezifisches Gewicht unter 5 (K und Na leichter als H_2O); große Affinität zu O; ihre Hydroxyde sind die stärksten Basen (KHO, $NaHO$, CaH_2O_2); nie gediegen in der Natur:

a) Metalle der Alkalien: oxydieren sich augenblicklich an der Luft; zersetzen das H_2O schon bei gewöhnlicher Temperatur, um sich mit dem O desselben zu verbinden; ihre Oxyde heißen Alkalien; ihre Hydroxyde sind im H_2O sehr leicht löslich und wirken auf Tier- und Pflanzenstoffe stark ätzend ein.

b) Metalle der alkalischen Erden: haben nach den vorigen Metallen die größte Verwandtschaft zum O und zersetzen auch das H_2O; ihre Oxyde heißen alkalische Erden; ihre Hydroxyde sind nächst den vorigen die stärksten Basen und in H_2O schwer löslich.

c) Metalle der Erden: oxydieren sich an der Luft nicht und zerlegen auch das H_2O bei gewöhnlicher Temperatur nicht; ihre Oxyde werden Erden genannt; ihre Hydroxyde sind in H_2O unlöslich.

2) **Schwere Metalle**: spezifisches Gewicht von 6—22; kommen teils im regulinischen Zustande, teils in Verbindung mit anderen Elementen in der Natur vor:

a) Unedle Metalle: überziehen sich an feuchter Luft mit einer Oxydschicht (rosten);

b) Edle Metalle: oxydieren sich nicht an der Luft und zersetzen das H_2O nicht.

Die folgende Tabelle enthält vorstehend genannte Übersicht:

Nr.	Benennung		Zeichen	Atomgewicht.
	Erste Klasse: Metalloide [1].			
1	**Sauerstoff**	Oxygenium	O	16
2	**Wasserstoff**	Hydrogenium	H	1
3	**Stickstoff**	Nitrogenium	N	14
4	**Kohlenstoff**	Carbonium	C	12
5	**Schwefel**	Sulfur	S	32
6	Selen	Selenium	Se	79,4
7	**Phosphor**	Phosphorus	P	31
8	Tellur	Tellurium	Te	128
9	**Chlor**	Chlorum	Cl	35,5
10	Brom	Bromum	Br	80
11	**Jod**	Jodum	J	127
12	Fluor	Fluor	Fl	19
13	**Silicium**	Silicium	Si	28
14	Bor	Borum	B	11
	Zweite Klasse: Metalle.			
	a) Leichte Metalle.			
	Erste Gruppe: Metalle der Alkalien.			
15	Cäsium	Caesium	Cs	133
16	Rubidium	Rubidium	Rb	85,4
17	**Kalium**	Kalium	K	39
18	**Natrium**	Natrium	Na	23
19	Lithium	Lithium	Li	7
	Zweite Gruppe: Metalle der alkalischen Erden.			
20	**Barium**	Barium	Ba	137
21	Strontium	Strontium	Sr	87,5
22	**Calcium**	Calcium	Ca	40
23	**Magnesium**	Magnesium	Mg	24

1) Die Nichtmetalle teilte man früher in 4 Gruppen ein, nämlich. 1) Organogene (Tier- und Pflanzenbildner): O, H, N, C; 2) Pyrogene (Feuerbildner): S, P; 3) Halogene: (Salzbildner): Cl, Br, J, Fl; 4) Hyalogene (Glasbildner): Si, B.

In neuerer Zeit wurde ein System der Elemente auf Grund der Größe ihrer Atomgewichte von Lothar Meyer und Mendelejeff aufgestellt, das sog. natürliche oder periodische System. Hierauf kann jedoch in diesem Buche nicht eingegangen werden.

Nr.	Benennung		Zeichen	Atom-gewicht.
	Dritte Gruppe: Metalle der Erden.			
24	**Aluminium**	Aluminium	Al	27,4
25	Beryllium	Beryllium	Be	9,4
26	Zirkonium	Zirconium	Zr	89,6
27	Yttrium	Yttrium	Y	61,7
28	Erbium	Erbium	Er	112,6
29	Thorium	Thorium	Th	231
30	Cer	Cerium	Ce	92
31	Lanthan	Lanthanium	La	92
32	Didym	Didymium	Di	95
	b) Schwere Metalle.			
	Vierte Gruppe: Unedle Metalle.			
33	**Eisen**	Ferrum	Fe	56
34	**Nickel**	Niccolum	Ni	59
35	**Kobalt**	Cobaltum	Co	59
36	**Mangan**	Manganium	Mn	55
37	**Chrom**	Chromium	Cr	52,5
38	Uran	Uranium	U	120
39	Wolfram	Wolframium	W	184
40	Molybdän	Molybdaenum	Mo	96
41	Tantal	Tantalum	Ta	182
42	Niob	Niobium	Nb	94
43	Vanadin	Vanadium	V	51,3
44	**Wismuth**	Bismuthum	Bi	210
45	**Antimon**	Stibium	Sb	122
46	**Arsen**	Arsenium	As	75
47	Indium	Indium	In	113,4
48	**Zink**	Zincum	Zn	65,2
49	Kadmium	Cadmium	Cd	112
50	Thallium	Thallium	Tl	204
51	**Blei**	Plumbum	Pb	207
52	Titan	Titanium	Ti	50
53	**Zinn**	Stannum	Sn	118
54	**Kupfer**	Cuprum	Cu	63,4
	Fünfte Gruppe: Edle Metalle.			
55	**Quecksilber**	Hydrargyrum	Hg	200
56	**Silber**	Argentum	Ag	108
57	**Gold**	Aurum	Au	197
58	**Platin**	Platina	Pt	197,4

Nr.	Benennung		Zeichen	Atom-gewicht.
59	Palladium	Palladium	Pd	106,6
60	Iridium	Iridium	Ir	198
61	Osmium	Osmium	Os	199
62	Rhodium	Rhodium	Rh	104,4
63	Ruthenium	Ruthenium	Ru	104,4[1])

II. Der Verbrennungsprozeß.

Obgleich schon an verschiedenen Stellen der vorigen Abschnitte der Erscheinung des Verbrennens gedacht wurde, so ist es doch bei der Wichtigkeit derselben geboten, sie noch einmal im Zusammenhange zu besprechen.

A. Die Verbrennung im allgemeinen.

Unter Verbrennung im weiteren Sinne des Wortes versteht man die chemische Vereinigung zweier oder mehrerer Körper unter Feuererscheinung, d. h. unter Licht- und Wärmeentwicklung [2]).

1) Die Zahl der Elemente hat öfter geschwankt. Einerseits hat man durch die verbesserte Untersuchung der Mineralien viele neue Elemente kennen gelernt und andererseits haben sich auch Körper, welche man bis dahin als Grundstoffe ansah, als zusammengesetzt erwiesen. Gegenwärtig nimmt man einige siebzig Stoffe als Elemente an. Es ist aber sehr fraglich, ob es wirklich so viele durchaus voneinander verschiedene Arten des Stoffes gibt. Vielmehr ist es wahrscheinlich, daß denselben eine geringere Anzahl höherer Einheiten, vielleicht eine einzige, gemeinsame Urmaterie, zu Grunde liegt („daß sie Umwandlungsprodukte einer im Fortschritte begriffenen Kondensation der uns unbekannten Urmaterie sind"), eine Vorstellung, die sich ebenso dem Forscher wie dem rein spekulierenden Denker aufdrängt. Jedoch ist bis jetzt die experimentelle Bestätigung dieser Anschauung noch keinem Forscher in vollkommen befriedigender Weise gelungen. Die Experimentaluntersuchungen allerdings, die in neuester Zeit der englische Gelehrte William Crookes über das Yttrium angestellt hat, lassen es sehr wahrscheinlich erscheinen, daß dieser Körper, dessen elementare Natur bisher unbestritten war, in voneinander verschiedene Bestandteile gespalten werden kann (man vergleiche: die Genesis der Elemente von W. Crookes, 1888).

2) Geschichtliches. Die Verbrennung mit Flamme (Feuer) hat von jeher das Interesse der Menschen in hohem Grade in Anspruch genommen. Die Griechen betrachteten das Feuer als direkt von den Göttern entnommen. Der Mythe nach beschenkte der Titane Prometheus, der die Menschheit mit verschiedenen Gaben bedachte (er erfand ihnen Zahl und Schrift, lehrte sie milde Heilmittel zu mischen, Ruder und Segel zu gebrauchen), die Erdenbewohner auch mit dem vom Zeus ihnen ängstlich vorenthaltenen Feuer. Dafür aber ließ der Vater der Götter ihn schwer büßen. Aristoteles (385—322) machte es zu einem der vier „Elemente": Feuer, Wasser, Luft, Erde. Allein es vergingen Jahrtausende, ehe man die Verbrennung zu erklären im stande war. Der Chemiker Stahl (geboren zu Ansbach 1660, gestorben zu Berlin 1734) machte den ersten Versuch einer wissenschaftlichen Erklärung des Verbrennungsprozesses. Die von ihm über die Erscheinung

Hiernach ist die Vereinigung von Eisen und Schwefel, von Kalium, Natrium und Schwefel, von Chlor und Antimon ebenso eine Verbrennung, wie die Vereinigung von Phosphor mit Sauerstoff. Im engeren Sinne dagegen versteht man unter Verbrennung die chemische Vereinigung der Körper mit Sauerstoff, gleichviel ob hiebei eine Feuererscheinung beobachtet wird oder nicht. Dieser Definition gemäß ist das Wort Verbrennung gleichbedeutend mit dem Worte Oxydation. Mit dieser Art der Verbrennung beschäftigen wir uns im nachfolgenden.

Das Feuer im Dienste der Kultur. Dem Feuer hat die Menschheit unendlich viel zu verdanken. Es wurde zu einem mächtigen Kulturhebel, sobald der Mensch vermochte, dasselbe sich dienstbar zu machen. Einige seiner Segnungen mögen hier angedeutet werden.

1) Das Feuer war eines der frühesten Schutzmittel des Menschen und seiner Nutztiere (Unterhaltung eines Nachtfeuers).

2) Die wohlthätige Wärme des Feuers gewährte dem Menschen in kälteren Gegenden das hauptsächlichste Mittel zur Erhaltung seiner Gesundheit.

3) Das offene Lager ums Feuer, das man zu erhalten suchte, sobald man es hier gewonnen hatte (war nur mühsam zu erzeugen), wurde zur Stätte einer Ansiedelung, das erste Heim der Menschen.

4) Die Bereitung und Unterhaltung des Feuers hob die Geltung und Stellung der Frau (sie unterhielt das schützende und wärmende Feuer), hatte die Zucht und den Segen der Arbeit im Gefolge (Zufuhr von Holz zum Feuerherd), und förderte den Gemeinsinn der Menschen.

5) Der Gebrauch des Feuers hatte auf die Zubereitung der Nahrungsmittel des Menschen, auf seine Gewerbthätigkeit, der man die meisten Kleidungsstücke, Geräte, Werkzeuge, Arzneimittel, Schmucksachen ꝛc. verdankt, tiefeingreifenden Einfluß (auszuführen).

6) Aber nicht bloß das leibliche Wohl des Menschen beförderte das Feuer, auch auf die Entwicklung seiner geistigen Anlagen (Erfindung und Vervollkommnung von Heizeinrichtungen, Küchengeräten ꝛc.), auf die Vermehrung seines Sprachschatzes („für jemand durchs Feuer gehen“, „Feuer und Flammen speien“ ꝛc.), auf Wissenschaft und Kunst, auf Handel und Verkehr, ja selbst auf die Dichtkunst (die Aeschyleische Be-

---

des Verbrennens aufgestellte Ansicht führte den Namen phlogistische Theorie der Verbrennung. Er nahm nämlich an, daß in allen brennbaren Stoffen ein gemeinschaftlicher Bestandteil, das Phlogiston, enthalten sei, das beim Verbrennen entweiche und dadurch die Feuererscheinung bedinge. Dieser Ansicht huldigte man, bis der berühmte französische Chemiker Lavoisier, 1734—1794, durch eine Reihe genauer Versuche nachwies, daß die Verbrennung der Körper an der Luft in der chemischen Vereinigung derselben mit Sauerstoff bestehe. Hiemit wurde er der Begründer der richtigen Verbrennungstheorie.

arbeitung des Prometheus-Mythos: „Prometheus in Fesseln", „das Lied von der Glocke"), hatte es einen segensreichen Einfluß.

a) Die rasche oder feurige Verbrennung.

Darunter versteht man die Vereinigung der Körper mit Sauerstoff unter Feuererscheinung, d. h. unter Licht- und Wärmeentwicklung.

1) Bedingungen der Verbrennung.

Damit eine solche Verbrennung stattfinde, sind drei Bedingungen zu erfüllen: 1) muß ein brennbarer Körper, d. h. ein solcher, der sich mit Sauerstoff zu vereinigen vermag, vorhanden sein; 2) muß Sauerstoff zugegen sein und 3) müssen in der Regel die brennbaren Körper auf einen gewissen Grad erwärmt, auf ihre sogenannte Entzündungstemperatur gebracht werden.

Verschiedenheit der brennbaren Körper, Zweck der Gebläse oder Ventilatoren, Verschiedenheit der Entzündungstemperatur: Phosphor muß etwa auf 60°, Holz auf 400°, Eisen bis zur Weißglut erhitzt werden, damit sich diese Körper entzünden. Je feiner verteilt ein Körper ist, um so leichter ist er brennbar, d. h. um so niedriger ist seine Entzündungstemperatur, fein verteiltes Eisen entzündet sich schon bei bloßer Berührung mit Luft (ist pyrophorisch, selbstentzündlich).

2) Das Löschen des Feuers.

Da dem Vorhergehenden zufolge zu einer Verbrennung Brennmaterial, ein Verbrennungsunterhalter und eine gewisse Temperatur gehört, so kann eine solche unterbrochen, d. h. das Feuer ausgelöscht werden, dadurch, daß man 1) das Brennmaterial entfernt, 2) den ferneren Zutritt der Luft verhindert oder einen die Verbrennung nicht unterhaltenden Körper zuführt, 3) dem brennenden Material die Entzündungstemperatur entzieht.

Von der ersteren Methode macht man nicht selten bei großen Bränden Gebrauch, bei denen man, um die Ausbreitung des Feuers zu verhindern, die benachbarten Gebäude niederreißt. Um Waldbränden Einhalt zu thun, fällt man in entsprechender Entfernung vom Feuerherde Bäume und schafft sie weg (Entstehung, Boden- und Wipfelfeuer).

Der zweiten Methode bedient man sich in verschiedenen Fällen. Brennende Gebäude sucht man so einzureißen, daß der Herd des Feuers verschüttet und gegen das Hinzutreten frischer Luft abgesperrt wird. Brennendes Fett oder Öl löscht man dadurch aus, daß man dasselbe mit einem nicht- oder schwerbrennbaren Körper über-

deckt. Mit Wasser kann es nicht gelöscht werden; denn es würde auf hineingegossenem Wasser schwimmen, durch seine Hitze das Wasser in Dämpfe verwandeln, und durch diese brennend nach allen Seiten umhergeschleudert werden. Um brennende Keller und Schornsteine auszulöschen, verschließt man die Öffnungen derselben. Die Flamme einer Spirituslampe wird dadurch ausgelöscht, daß man einen Deckel darauf setzt. Eine Person, deren Kleider Feuer gefangen haben, kann dadurch gerettet werden, daß man sie rasch mit dicken Stoffen, wie Teppiche, Mäntel, nasse Tücher, bedeckt.

Nach der zweiten Methode kann aber auch die Verbrennung dadurch unterbrochen werden, daß man Dämpfe und Gase zuführt, welche die Verbrennung nicht unterhalten. Hiezu eignen sich hauptsächlich Kohlensäure, schweflige Säure, Phosphorsäure und Stickstoff. Daher löscht man brennenden Ruß in Kaminen dadurch, daß man in letzteren Schwefel anzündet. Die in neuerer Zeit eingeführten Feuerlöschdosen und Extinkteure haben den Zweck, dem brennenden Körper solche die Verbrennung nicht unterhaltende Stoffe zuzuführen. Die Extinkteure bestehen im wesentlichen aus einem luftdicht geschlossenen, cylindrischen Gefäße aus Metall, in welchem durch Einwirkung von Schwefelsäure auf doppeltkohlensaures Natrium Kohlensäure entwickelt und angesammelt wird. Dieselbe drückt alsdann auf die im Gefäße enthaltene Flüssigkeit (schwefelsaures Natrium in Wasser gelöst und Kohlensäure) und treibt sie, sobald der Hahn geöffnet wird, als kräftigen Strahl heraus, der geeignet ist, eine nicht zu stark gewordene Feuersbrunst zu löschen. — Die Feuerlöschdosen von Bucher enthalten eine in Papphülsen eingeschlossene schießpulverähnliche, aber langsam verbrennende Masse, aus der sich durch Verbrennen hauptsächlich große Mengen von Kohlensäure und schwefliger Säure entwickeln, die erstickend auf das Feuer wirken.

Die gewöhnlichste Methode, ein Feuer zu löschen, ist bekanntlich die dritte, welche darin besteht, daß man die brennenden Stoffe bis unter ihre Entzündungstemperatur abkühlt. Dies geschieht in der Regel durch Wasser, das man durch Feuerspritzen auf die brennenden Gegenstände schleudert. Kleine Feuer, z. B. eine brennende Lampe oder Kerze, können auch durch einen kalten Luftstrom ausgelöscht werden. Endlich kann brennenden Gasen durch Drahtspiralen oder ein Drahtnetz so viel Wärme entzogen werden, daß sie sich bis unter ihre Entzündungstemperatur abkühlen. Auf diese Eigenschaft des Drahtnetzes gründet sich die Davysche Sicherheitslampe (S. 50).

3) Das Verbrennen mit und ohne Flamme.

Beobachtungen. Verbrennt man verschiedene Körper in der Luft, so beobachtet man hiebei einen wesentlichen Unterschied: die einen verbrennen nämlich ohne, andere mit Flamme. Um den Grund dieser Verschiedenheit einzusehen, muß man zunächst wissen, was die Flamme, die bei mancher Verbrennung auftritt, eigentlich ist. Dies erfährt man, wenn man ein Licht ausbläst. Es steigen alsdann von dem noch erhitzten Dochte luftförmige Produkte auf, die sich bei ruhiger Luft gerade nach oben erheben. Diese bringt man leicht durch eine nicht weit

über den Docht gehaltene Flamme zum Brennen, wobei die Flamme von oben herab bis auf den Docht zurückschlägt, ein Zeichen, daß aus dem Dochte luftförmige Produkte aufsteigen, die brennbar sind, und während des Lichtes die eigentliche Flamme bilden.

Die Flamme ist also ein ununterbrochen aufsteigender, brennender Gasstrom.

Daraus folgt nun, daß mit Flamme verbrennen: 1) alle entzündlichen Gase; 2) solche brennbare, feste und flüssige Körper, die bei der durch ihre Verbrennung erzeugten Hitze selbst gasförmig werden, oder 3) gasförmige brennbare Zersetzungsprodukte liefern, daß dagegen jeder Körper, der kein brennbares Gas ist, auch durch die bei seiner Verbrennung erzeugte Hitze nicht gasförmig wird, und auch hiebei keine brennbaren gasförmigen Zersetzungsprodukte liefert, ohne Flamme verbrennt, daß er nur glüht.

An der Hand dieser Sätze können wir nun im voraus sagen, ob ein Körper mit oder ohne Flamme verbrennt. 1) Wasserstoff, Kohlenoxyd, Schwefelwasserstoff, Sumpfgas, Äthylen sind entzündliche Gase; also verbrennen sie mit Flamme.

2) Schwefelkohlenstoff ist ein flüssiger, leicht verdampfender Körper, daher verbrennt er mit Flamme (Öl, Weingeist ähnlich). Phosphor, Schwefel sind feste Körper, die bei ihrer Verbrennung gasförmig werden; daher verbrennen sie mit Flamme. Arsen, Antimon, Kalium, Natrium, Magnesium und Zink sind flüchtige Metalle, daher verbrennen sie mit Flamme.

3) Daß Holz, Stearin, Talg mit Flamme brennen, rührt daher, daß sich bei der Verbrennung dieser Stoffe brennbare Gasarten entwickeln, namentlich Sumpfgas und Äthylen.

4) Die Kohle kann bei keiner uns gegenwärtig zu Gebote stehenden Temperatur in Gasform übergeführt werden; der bei ihrer Verbrennung entstehende Körper, die Kohlensäure, ist zwar luftförmig, aber nicht brennbar; also kann die Kohle nicht mit Flamme brennen.

5) Das Eisen ist feuerbeständig; sein Verbrennungsprodukt, das Eisenoxyduloxyd, ist ebenfalls ein fester, feuerbeständiger Körper, es verbrennt daher nur unter Erglühen, nicht mit Flamme.

6) Die meisten der hier genannten Körper wurden während des vorangegangenen Unterrichtes vorgeführt und der Verbrennung unterworfen; die dabei stattfindenden Erscheinungen sind also bereits aus eigner Anschauung bekannt; hier wurden die dort gemachten Erfahrungen nur geordnet und erklärt.

4) Die verschiedene Leuchtkraft der Flammen.

Beobachtungen und Versuche. Gibt man auf die Lichtstärke verschiedener Flammen acht, so macht man die Erfahrung, daß manche nicht oder nur sehr schwach leuchten, andere dagegen ein sehr intensives Licht ausstrahlen. Worin diese Verschiedenheit

ihren Grund hat, erfährt man am besten dadurch, daß man nichtleuchtende Flammen leuchtend zu machen sucht. Es gelingt dies, indem man einen festen, feuerbeständigen, des Erglühens fähigen Körper in solche Flammen bringt.

1) Hält man z. B. in eine Weingeistflamme einen Platindraht, so wird derselbe darin glühend und verbreitet starken Lichtglanz.

2) Die kaum sichtbare Wasserstofflamme wird stark leuchtend, sobald man feinverteilten Ruß in sie bringt.

3) Leitet man die fast unsichtbare Knallgasflamme auf Kreidestückchen, so werden dieselben in Weißglut versetzt und verbreiten ein sehr kräftiges Licht. Aus diesen Thatsachen folgt:

In einer Flamme müssen feste Teile vorhanden sein, wenn sie stark leuchten soll.

Untersuchen wir nun diese Bedingung des Leuchtens bei einigen Flammen. 1) Durch die Verbrennung des Phosphors entsteht bekanntlich Phosphorsäure (wasserfreie). Dies ist ein fester Körper; also ist die Bedingung des Leuchtens bei der Phosphorflamme erfüllt, und in der That wissen wir, daß der brennende Phosphor stark leuchtend ist.

2) Der Schwefel liefert durch Verbrennen schweflige Säure, also einen gasförmigen Körper; die Bedingung des Leuchtens ist demnach hier nicht erfüllt, die Flamme des brennenden Schwefels kann deshalb nur wenig Licht ausstrahlen, was sich bekanntlich in Wirklichkeit so verhält. Aus dem Gesagten geht nun hervor:

Stark leuchtend sind diejenigen Flammen, in denen ein fester Körper als Verbrennungsprodukt entsteht; die in der Flamme schwebenden und durch die Hitze derselben weißglühend gewordenen Teilchen dieses Körpers sind es, welche das Leuchten der Flamme bewirken.

5) Die Farben der Flammen.

Die Flammen zeigen bekanntlich verschiedene Farben. Dieselben haben ihren Grund in der Natur des Lichtes, das von den in der Flamme vorhandenen, gasförmigen und festen Stoffen im Zustande lebhafter Glut ausgestrahlt wird.

1) In unseren gewöhnlichen Kerzen- und Lampenflammen glüht feinverteilter Kohlenstoff. Je nach der Temperatur, in der er sich in den Flammen befindet, strahlt er rötliches, gelbes oder weißes Licht aus.

2) Bringt man in eine farblose Flamme (Weingeistflamme) eine Kupferverbindung (Kupfervitriol), so wird erstere dadurch grün gefärbt; eine Natriumverbindung (Kochsalz) färbt eine solche gelb, eine Kaliumverbindung (Salpeter) violett, eine Bariumverbindung (Chlorbarium) gelbgrün, eine Strontiumverbindung (Chlorstrontium) carminrot. Diese Flammenfärbungen sind ein geeignetes Mittel

zur schnellen Erkennung gewisser Körper; auch macht man von denselben in der Feuerwerkskunst Anwendung.

Die genannten Substanzen kann man mittelst eines Platindrahtes, dessen eines Ende man zu einer kleinen Schleife umgebogen hat, in eine Weingeistflamme bringen; auch kann man sie in Weingeist lösen und denselben dann anzünden, oder mit ihnen den Docht einer Weingeistflamme einreiben.

b) Die langsame oder dunkle Oxydation.

Darunter versteht man die in der Regel ohne wahrnehmbare Wärme- und Lichtentwicklung verlaufende allmähliche Vereinigung brennbarer Körper mit Sauerstoff bei gewöhnlicher Temperatur.

In dieser langsamen Oxydation finden viele Erscheinungen ihre Erklärung.

1) Das sogenannte Anlaufen oder Rosten der meisten unedlen Metalle. Es ist allgemein bekannt, daß sich diese Körper, und unter ihnen insbesondere Eisen, Kupfer und Zink langsamer oder rascher mit einer mehr oder weniger dicken Haut, die nichts anderes, als eine Oxydschicht ist, bedecken und dadurch natürlich Glanz und Farbe verlieren. Eiserne Gegenstände überziehen sich mit Eisenhydroxyd (rotbraun), kupferne mit Kupferoxyd und Kohlensäure (mit sogenanntem Grünspan), Gegenstände von Zink mit Zinkoxyd und Kohlensäure (grau).

2) Das Leuchten des Phosphors im Dunkeln. Es kommt dies daher, daß der P bei Temperaturen über 0° langsame Verbrennung erleidet und dabei weiße Dämpfe von phosphoriger Säure entwickelt, die im Dunkeln leuchten.

3) Die Selbstentzündung kohlenstoffhaltiger organischer Substanzen. Solche hat man z. B. beobachtet an in größeren Haufen aufgeschichteten Kohlenmassen, größeren Mengen feuchten, frisch eingefahrenen Heues.

4) Endlich ist auch die Fäulnis und Verwesung alles Organischen, sowie die Atmung der Menschen und Tiere nichts anderes als ein Oxydationsprozeß. Der durch die Lunge in das Blut gelangende Sauerstoff circuliert mit dem letzteren durch den ganzen Körper und oxydiert hiebei fortwährend gewisse Mengen von Körpersubstanz. Die dadurch entstehende Kohlensäure wird durch das Ausatmen aus dem Körper entfernt.

c) Die unvollkommene Verbrennung.

Außer der raschen und langsamen Verbrennung unterscheidet man noch die unvollkommene; diese findet statt, wenn der Sauerstoff bei einer durch Erhitzung eingeleiteten Oxydation nur in ungenügender Menge Zutritt hat. Man benützt dieselbe zur Darstellung der Holzkohle.

Der Zweck der Verbrennung kann ein dreifacher sein: 1) Gewinnung der Verbrennungsprodukte; 2) Erzeugung von Wärme; 3) Erzeugung von Licht; meistens beabsichtigt man die beiden letzteren Zwecke, benützt also den Verbrennungsprozeß entweder zur Heizung oder zur Beleuchtung.

B. Die Beleuchtung.

Die Zahl der Körper, welche bei höherer Temperatur, sei es infolge von Verbrennung, sei es durch Erglühen, dauernd Licht [1]) entwickeln, ist sehr groß; allein unter diesen sind es nur wenige, die sich zu Leuchtmaterialien eignen, da nur eine kleine Anzahl derselben die Bedingungen erfüllt, unter denen eine Verwendung als Beleuchtungsmittel möglich oder vorteilhaft ist.

Die zur Beleuchtung benützten Stoffe sind entweder fest (Talg, Wachs, Stearin, Paraffin) und kommen in Kerzenform zur Anwendung, oder flüssig (fette Öle, Solaröl, Petroleum, Kamphin), welche vorzugsweise zur Lampenbeleuchtung dienen, oder luftförmig (Steinkohlengas, Holzgas), die direkt verbrannt werden.

a) Die Bedingung des Leuchtens der Kerzen- und Lampenflammen.

Die soeben aufgezählten Leuchtstoffe bestehen alle aus kohlenstoff- und wasserstoffreichen, sauerstoffreien oder sauerstoffarmen Verbindungen.

Durch die Hitze der Flamme werden dieselben zersetzt und in Gase verwandelt. Unter diesen nimmt das Äthylen die erste Stelle ein. Es verbrennt nun in der Flamme keineswegs sofort zu Kohlensäure und Wasser, sondern zerfällt zunächst in Wasserstoff und Kohlenstoff. Letzterer scheidet sich in Form eines feinen Staubes ab, wird in der Flamme weißglühend und bewirkt so die Lichtentwicklung. Erst am Rand der Flamme verbrennt er zu Kohlensäure.

Versuch. Um sich von dem Vorhandensein fein verteilten Kohlenstoffes im Inneren dieser Flammen zu überzeugen, halte man einen kalten Körper, z. B. eine Messerklinge, eine Porzellanschale, in die Flamme. Man wird finden, daß sich am betreffenden Gegenstande Ruß, d. i. feinverteilter Kohlenstoff niederschlägt. Durch den kalten Gegenstand abgekühlt, kann derselbe nicht mehr fortglühen und setzt sich daher ab.

---

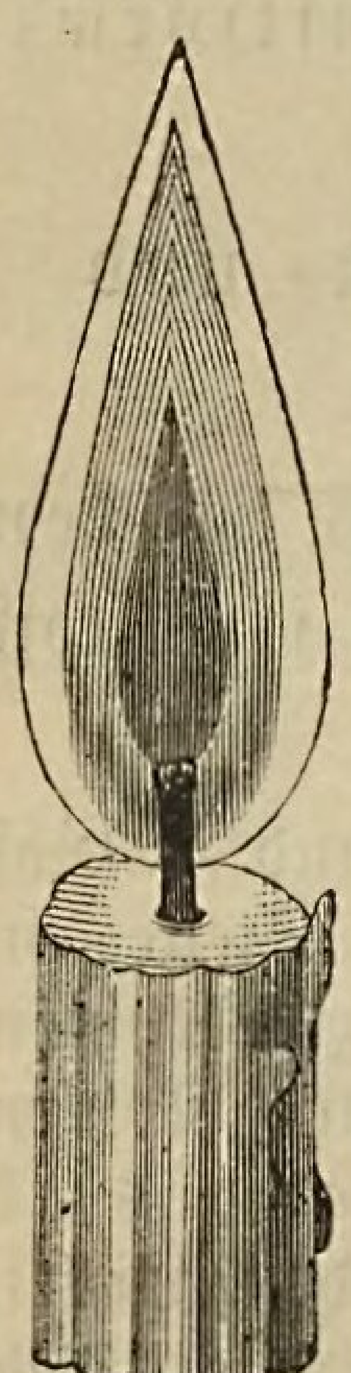
1) Bei einem festen feuerbeständigen Körper unterscheidet man: Dunkelrotglut (400–500°), helle Rotglut (600–900°), Weißglut (900–2000°) und Blauglut (bei noch höheren Temperaturen).

b) Entstehung und Teile der Kerzenflamme.

Zündet man den Docht einer Kerze an, so teilt man diesem zunächst einen höheren Wärmegrad mit und entwickelt dadurch aus ihm Kohlenwasserstoff, der mit Flamme brennt.

Durch die Wärme derselben werden die dem Dochte benachbarten Teile des betreffenden Leuchtmateriales (Talg, Wachs, Stearin, Paraffin) geschmolzen, wodurch sich nun eine Vertiefung bildet, die mit flüssigem Leuchtstoff angefüllt ist. Diese Flüssigkeit steigt in den Zwischenräumen des Dochtes wie in Haarröhrchen empor und gelangt so in die Flamme. Hier wird sie zersetzt und in brennbare gasförmige Produkte verwandelt. Diese verbrennen, bilden eine größere Flamme, deren Wärme hinreicht, um auch die folgenden Teilchen des Leuchtmateriales zu schmelzen und zu zersetzen. Die die Flammen bildenden brennbaren Gase haben das Bestreben, aufwärts zu steigen. Hiebei von der sie umgebenden Luft, welche durch die Hitze der Flamme in Bewegung gesetzt wird, fortwährend gedrückt, erhalten sie die bekannte Gestalt, Fig. 30.

Fig. 30.



An der Kerzenflamme lassen sich drei Teile unterscheiden:

1) der innere dunkle Kern, der den Docht umgibt und aus den gasförmigen, noch nicht brennenden Zersetzungsprodukten des Leuchtmateriales besteht;

2) die stark leuchtende gelblichweiße oder weiße Hülle, die den Kern umgibt, der sogenannte Mantel; in diesem Teile der Flamme zerfallen die aus dem Leuchtmateriale entstandenen Kohlenwasserstoffe in ihre Bestandteile Wasserstoff und Kohlenstoff, von denen vorzugsweise der leichter verbrennliche Wasserstoff hier verbrennt, während der Kohlenstoff im glühenden Zustande ausgeschieden wird und das Leuchten dieses Flammenteiles bewirkt;

3) der den ganzen Flammenkörper umgebende, äußerst schwach leuchtende und kaum sichtbare Teil, der sogenannte Saum oder Schleier; hier, wo der Sauerstoff der Luft ungehinderten Zutritt hat, findet die vollständige Verbrennung des im Mantel ausgeschiedenen Kohlenstoffes statt, weshalb dieser Teil der Flamme der heißeste ist.

Das hier über die Kerzenflamme Gesagte gilt im wesentlichen auch von jeder Lampenflamme.

Versuche. 1) Man bringt eine an beiden Enden offene, rechtwinklig gebogene Glasröhre mit dem einen Ende in die Mitte einer Kerzenflamme und nähert dem anderen zu einer Spitze ausgezogenen Ende einen brennenden Körper: in der Röhre steigen die unverbrannten Gase und Dämpfe auf und entzünden sich. Man hält hierauf die Glasröhre in den oberen Teil der Flamme; die ausströmende Luftart ist nicht brennbar.

2) Man bringt in eine Schale ein Gemisch von 3 Teilen Schnee und 1 Teil Kochsalz und läßt in einiger Entfernung unter ihr eine Kerze brennen. An der Schale bildet sich nach kurzer Zeit ein Wassertropfen als kondensiertes Verbrennungsprodukt der Kerze. (Etwaige Prüfung mit K). Auch durch irgend einen andern kalten Gegenstand kann der Wasserdampf kondensiert werden.

3) Über eine brennende Kerze, die man so aufstellt, daß die Luft von unten Zutritt hat (etwa auf einen Dreifuß), stülpt man einen großen Glastrichter mit etwas längerer Röhre, die man wagrecht umbiegt: die Wandung des Trichters beschlägt sich mit einem Tau und aus der Röhre des Trichters strömt CO_2 und N aus. Eine diesem Gasstrom ausgesetzte Flamme erlischt. Fängt man diese Stoffe in einer Glasglocke auf und bringt etwas klares Kalkwasser hinein, so wird es milchig getrübt, ein sicheres Zeichen für die Gegenwart von CO_2.

c) Beziehungen zwischen der Leucht- und Heizkraft einer Flamme.

Die Leuchtkraft einer Flamme hängt von der Menge Kohlenstoff ab, der in derselben glüht. Die Menge des in einer Flamme glühenden Kohlenstoffes ist aber wieder von dem Gehalt der brennbaren Gase an Kohlenwasserstoffen und von dem richtigen Verhältnis zwischen zuströmendem Sauerstoff und dem verbrennenden Kohlenstoff bedingt.

Je reicher der brennende Gasstrom an Kohlenwasserstoffen ist, die in der Hitze C ausscheiden, desto größer ist die Lichtstärke der Flamme. Soll eine solche die größtmögliche Quantität Licht erzeugen, so bedarf dieselbe eine gewisse Menge Luft. Ist die Luftzufuhr zu gering, so wird der ausgeschiedene Kohlenstoff nicht zum Weißglühen gebracht, in welchem Falle die Flamme mit rötlichem Lichte brennt; bei noch weiterer Abnahme des Luftzutritts wird der Kohlenstoff zum Teil unverbrannt in die Luft emporgerissen und bewirkt das Rußen der Flamme. Verstärkt man umgekehrt durch künstliche Mittel den Luftzutritt über ein gewisses Maß, so wird kein glühender Kohlenstoff mehr ausgeschieden, die Flamme wird klein, wenig leuchtend, aber sehr heiß.

III. Verschiedenheit der chemischen Prozesse.

Um eine klare Vorstellung von der Verschiedenheit der chemischen Prozesse zu gewinnen, wollen wir die bisher betrachteten noch einmal im Zusammenhang uns vergegenwärtigen. In engerem Rahmen zusammengefaßt, lassen sich dieselben leichter überschauen. Die chemischen Prozesse, d. h. die Stoffänderungen der Körper, sind:

A) Chemische Vereinigungen (Synthesen). Es sind dies Prozesse, die darin bestehen, daß zwei oder mehrere verschiedene Stoffe zu einem neuen, gleichartigen Körper zusammentreten. Eine chemische Vereinigung kann stattfinden:

I. Zwischen 2 Elementen. Die wichtigsten Prozesse dieser Art sind:

a) Oxydationen. Eine Oxydation ist die chemische Vereinigung des O mit einem anderen Elemente. Oxydationen sind z. B.:

1) Das Anlaufen von Kalium: $K_2 + O = K_2O$.
2) Das Rosten von Eisen: $Fe_2 + O_3 = Fe_2O_3$.
3) Die Verbrennung von Schwefel: $S + O_2 = SO_2$.
4) „ „ „ Phosphor: $P_2 + O_5 = P_2O_5$.
5) „ „ „ Wasserstoff: $H_2 + O = H_2O$.
6) „ „ „ Magnesium: $Mg + O = MgO$.

b) Sulforierungen. Unter Sulforierung versteht man die Vereinigung des S mit andern Elementen. Hieher gehörige Prozesse sind:

1) Die Vereinigung von S und K: $K_2 + S = K_2S$.
2) „ „ „ S und Cu: $Cu + S = CuS$.
3) „ „ „ S und Fe: $Fe + S = FeS$.

c) Chlorierungen. Es sind dies Vereinigungen von Chlor mit andern Elementen, wie z. B.:

1) Die Vereinigung von Cl und H: $Cl + H = HCl$.
2) „ „ „ Cl und Na: $Cl + Na = NaCl$.
3) „ „ „ Cl und Sb: $Cl_3 + Sb = SbCl_3$.

II. Zwischen zwei zusammengesetzten Körpern. Zu solchen Prozessen, die in der Vereinigung zweier zusammengesetzter Körper bestehen, gehören:

a) Die Bildung von Säuren aus sauren Oxyden und Wasser, z. B.:

1) $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$.
2) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.
3) $N_2O_5 + H_2O = H_2N_2O_6 = 2HNO_3$.
4) $P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = 2H_3PO_4$.
5) $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$.

b) Die Bildung von Basen aus basischen Oxyden und Wasser, z. B.:

1) $K_2O + H_2O = K_2H_2O_2 = 2KHO$.
2) $Na_2O + H_2O = Na_2H_2O_2 = 2NaHO$.
3) $CaO + H_2O = CaH_2O_2$.
4) $MgO + H_2O = MgH_2O_2$.
5) $BaO + H_2O = BaH_2O_2$.

B) Chemische Zersetzungen (Analysen). Dies sind chemische Prozesse, die darin bestehen, daß chemische Verbindungen in ihrer Zusammensetzung verändert werden. Dieselben können sein:

a) Reine Zersetzungen. Es sind dies solche Zersetzungen, bei denen eine chemische Verbindung in mehrere Bestandteile zerfällt, ohne daß gleichzeitig eine Vereinigung stattfindet, z. B.:

1) Das Zerfallen des Quecksilberoxyds in Hg und O: $HgO = Hg + O$.
2) Das Zerfallen des Arsenwasserstoffs in As und H: $H_3As = H_3 + As$.
3) Das Brennen der Kalksteine: $CaCO_3 = CaO + CO_2$.
4) Die Zerlegung des $KClO_3$: $KClO_3 = KCl + O_3$.

b) Zersetzungen durch Substitution. Dies sind Zersetzungen, die darin bestehen, daß ein aus mehreren Bestandteilen bestehender Körper in der Weise durch einen hinzugebrachten dritten zerlegt wird, daß dieser letztere sich mit einem der Bestandteile zu einem neuen Körper vereinigt, während der oder die anderen Bestandteile ausgeschieden werden. In diesem Falle tritt also immer ein Körper an die Stelle eines andern, daher der Name Zersetzung durch Substitution. Die hiebei sich äußernde Wirkungsweise der Affinität nannte man früher einfache Wahlverwandtschaft. Zersetzungen durch Substitution sind:

1) Die Zerlegung des Wassers durch Kalium: $H_2O + K = KHO + H$.
2) Die Zerlegung des Wassers durch Natrium: $H_2O + Na = NaHO + H$.
3) Die Reduktion des CuO durch H: $CuO + H_2 = H_2O + Cu$.
4) Die Spaltung der CO_2 durch K: $CO_2 + K_4 = 2K_2O + C$.
5) Die Reduktion des Fe_2O_3 durch C: $Fe_2O_3 + 3C = 3CO_2 + 2Fe$.
6) Die Zersetzung der H_2SO_4 durch Zn: $ZnSO_4 + H_2$.
7) Die Zersetzung der HCl durch Zn: $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$.

c) Wechselzersetzungen. Eine chemische Zersetzung heißt eine Wechselzersetzung (Tauschzersetzung oder doppelte Zersetzung, früher doppelte Wahlverwandtschaft), wenn aus zwei zusammengebrachten, aus mehreren Bestandteilen bestehenden Körpern durch wechselseitigen Austausch der Bestandteile zwei neue Körper entstehen. Eine solche Wechselzersetzung findet beispielsweise bei folgenden Vorgängen statt:

1) $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$.
2) $PbO + H_2S = PbS + H_2O$.
3) $CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$.
4) $NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3$.
5) $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$ u. s. w.

IV. Die Ursachen der chemischen Vorgänge.

Die eigentliche Ursache aller chemischen Vorgänge sucht man in einer Wechselanziehung zwischen den Atomen der Elemente und Verbindungen. Diese Anziehungskraft, welche chemisch oder stoffändernd wirkt, nennt man chemische Anziehung, Affinität, chemische Verwandtschaft. Sie bewirkt sowohl chemische Vereinigungen als Zersetzungen.

Obgleich die chemische Verwandtschaft die eigentliche Ursache der chemischen Vorgänge ist, so kommen sie doch nicht ausschließlich durch diese zustande. Es gibt vielmehr eine Reihe von Ursachen, welche die Affinität wesentlich beeinflussen, indem sie entweder die Hindernisse beseitigen, welche der gegenseitigen Ver=

einigung der Atome im Wege stehen, oder die Affinität der vereinigten Atome schwächen. Die wichtigsten dieser die Affinität beeinflussenden, also chemische Thätigkeiten anregenden Ursachen sind:

I. Die Wärme. Die Wärme spielt bei chemischen Prozessen eine doppelte Rolle:

a) Sie steigert bis zu einem gewissen Grade die Affinität der Körper und begünstigt die chemische Vereinigung derselben. Z. B.:

1) S und Fe wirken bei gewöhnlicher Temperatur nicht aufeinander ein; die Vereinigung zu FeS erfolgt aber sofort, wenn das feingepulverte Gemenge derselben erwärmt wird.

2) Ebenso bleiben S und C, S und O, S und Hg, Hg und O, C und O, H und O bei gewöhnlicher Temperatur ohne Einwirkung aufeinander; bei höherer Temperatur aber vereinigen sie sich miteinander.

b) Große Hitze hebt die Affinität der zu einem zusammengesetzten Körper verbundenen Stoffe auf und bringt dadurch die Bestandteile desselben zum Zerfallen (Dissociation!). Beispiele:

1) Quecksilberoxyd zerfällt durch Wärme in seine beiden Bestandteile Hg und O: $HgO = Hg + O$.

2) Die Kalksteine zerfallen durch Glühen in die Bestandteile CaO und CO_2: $CaCO_3 = CaO + CO_2$.

3) Durch starke Hitze wird aus $KClO_3$ Sauerstoff ausgetrieben: $KClO_3 = KCl + O_3$. Man vergleiche S. 20.

4) Auch bei der Darstellung des Cl aus HCl, des H_4C und des H_4C_2, bei der Gewinnung des CO aus Kleesäure, bei der Reduktion der Metallerze mit C bedient man sich der Wärme als trennende Kraft.

II. Das Licht. Auch das Licht wirkt in verschiedener Weise auf die Affinität ein:

a) In gewissen Fällen begünstigt es die Vereinigung zweier Körper. Beispiele:

1) Cl und H wirken im Dunkeln bei gewöhnlicher Temperatur nicht aufeinander ein, im Sonnenlichte vereinigen sie sich aber sofort zu HCl.

2) Daß das Sonnenlicht bleichende Wirkung hervorbringt, beruht darauf, daß sich der O unter Einwirkung des Sonnenlichtes mit gewissen gefärbten, organischen Verbindungen zu ungefärbten Stoffen vereinigt.

b) In andern Fällen wird durch die Einwirkung des Lichtes die Affinität der zu einer Verbindung vereinigten Elemente aufgehoben und hiedurch eine Zersetzung derselben veranlaßt. Beispiele:

1) Quecksilberoxydul zerfällt unter dem Einfluß des Lichtes in Quecksilber und Sauerstoff.

2) Silberoxyd in Silber und Sauerstoff.

3) Chlorsilber, ein weißer Körper, färbt sich am Lichte bald violett und dann schwarz, indem dasselbe in Chlor und feinverteiltes Silber zerlegt wird; ähnlich verhält sich auch das Jodsilber.

4) Durch Einwirkung des Lichtes wird die von grünen Pflanzenteilen aufgenommene Kohlensäure in Kohlenstoff, den die Pflanze assimiliert, und in Sauerstoff, den sie in die Luft aushaucht, zerlegt u. s. w.

c) Endlich gibt es auch Fälle, in denen das Licht gleichzeitig Zersetzungen und Vereinigungen bewirkt. So zersetzt sich Chlorwasser, die Auflösung des Chlors in Wasser, in Chlorwasserstoff und Sauerstoff, $H_2O + Cl_2 = 2HCl + O$, unter der Einwirkung des Sonnenlichtes.

Auf der Thatsache der Farbenänderungen durch das Licht beruht die Photographie. Man vergleiche hierüber: Fuß-Hensold, Physik S. 243.

III. Die Elektricität. Wie Wärme und Licht, so spielt auch die Elektricität bei chemischen Prozessen eine doppelte Rolle:

a) Sie bewirkt chemische Vereinigungen. Beispiele:

1) H und O vereinigen sich sofort chemisch miteinander, wenn man durch das mechanische Gemenge beider elektrische Funken schlagen läßt.

2) In der Luft bewirkt der Blitz die Vereinigung des O und N zu Salpetersäure.

3) Ebenso können auch durch Reibungselektricität H und Cl, H und S zur Vereinigung gebracht werden.

b) Sie veranlaßt chemische Zersetzungen. Diese Wirkungsweise ist hauptsächlich dem galvanischen Strome eigen. Leitet man denselben nämlich durch einen zusammengesetzten, festen, aber geschmolzenen, einen flüssigen oder gasförmigen Körper, so werden diese Stoffe häufig in ihre Bestandteile zerlegt. Die Zersetzung einer chemischen Verbindung durch den galvanischen Strom nennt man Elektrolyse, und den der Elektrolyse unterworfenen Körper den Elektrolyt. Durch den elektrischen Strom können zersetzt werden:

1) Wasser: $H_2O = H_2 + O$.

2) Salzsäure: $HCl = H + Cl$.

3) Kupfervitriol: $CuSO_4 = Cu + SO_4$.

4) Glaubersalz: $Na_2SO_4 = Na_2 + SO_4$.

5) Auch bei der Ausfällung gewisser Metalle aus ihren Lösungen durch Metalle ist der elektrische Strom mit im Spiel. (Blei- oder Saturnusbaum, Silber- oder Dianenbaum.)

Auf der Elektrolyse von Metallsalzen beruht die Galvanoplastik

und das Überziehen unedler Metalle mit einer dünnen Schicht von edleren Metallen, das galvanische Vergolden, Versilbern u. s. w.

IV. Die Innigkeit der Berührung. Da die Affinität nur bei unmittelbarer Berührung der Körper, welche zur Vereinigung kommen sollen, wirksam ist, so wird durch alles, was eine innige Berührung der Körper herbeiführt, die Affinität gesteigert. Im flüssigen und luftförmigen Zustande werden mithin die Körper am leichtesten aufeinander einwirken, da in diesem die einzelnen Teilchen sehr leicht beweglich sind. Sollen daher 2 feste Körper sich chemisch miteinander verbinden, so wird man beide, oder wenigstens einen derselben, in den flüssigen oder luftförmigen Zustand versetzen und den andern durch Pulverisieren fein verteilen müssen. Beispiele:

1) Um den Schwefel mit Metallen zu verbinden, schmilzt man ihn und pulverisiert die Metalle.

2) Damit $CaSO_4$ und K_2CO_3 chemisch aufeinander einwirken, löst man beide Salze und gießt sie dann zusammen: $CaSO_4 + K_2CO_3 = K_2SO_4 + CaCO_3$.

V. Der Entstehungszustand (status nascendi). Darunter versteht man den Augenblick des Freiwerdens oder der Abscheidung eines Stoffes aus einer Verbindung. In diesem Moment zeigen die Körper eine auffallend gesteigerte Affinität und gehen hiebei Verbindungen ein, zu denen sie im freien Zustande nicht fähig sind. Es mag dies daher kommen, daß die freiwerdenden Atome ihre Affinitäten gegenseitig noch nicht befriedigt haben. Beispiele:

1) Der Stickstoff verbindet sich im freien Zustande nicht mit Wasserstoff und auch nicht mit Sauerstoff. Massenhaft aber verbinden sich N und H zu Ammoniak, H_3N, wenn sie frei werden, etwa bei der Zersetzung N-haltiger, organischer Stoffe durch die Fäulnis oder die trockene Destillation; auch N und O können sich bei der Fäulnis zu Salpetersäure vereinigen.

2) Auch H und S lassen sich direkt nicht miteinander vereinigen; wird aber bei dem Zusammenbringen von FeS und H_2SO_4 aus ersterem S, aus letzterem H frei, so vereinigen sich beide Elemente im Momente ihres Freiwerdens, in statu nascendi, miteinander zu H_2S.

VI. Der Grad der Löslichkeit und Flüchtigkeit der Produkte, welche aus den Bestandteilen der aufeinander einwirkenden Substanzen entstehen können. Es gilt hierbei das Gesetz: innerhalb einer Flüssigkeit vereinigen sich auch gegen die Stärke der Affinität immer diejenigen Stoffe mit-

einander, welche zusammen eine in der Flüssigkeit unlösliche oder schwerlösliche Verbindung geben. Beispiele:

1) $K_2CO_3 + CaH_2O_2 = 2KHO + CaCO_3$.

2) $Na_2CO_3 + CaH_2O_2 = 2NaHO = CaCO_3$.

VII. Die Berührungs- oder Kontaktwirkung, auch katalytische Wirkung genannt. Diese besteht darin, daß manche Stoffe in Berührung mit einem oder mehreren anderen Stoffen einen chemischen Vorgang herbeiführen, scheinbar ohne selbst an diesem Vorgang teilzunehmen. Beispiele:

1) Um aus $KClO_3$ leichter O zu gewinnen, setzt man Stoffe, wie MnO_2, Sand u. s. w. bei, welche unzersetzt bleiben.

2) Edle Metalle zersetzen das Wasserstoffsuperoxyd, ohne scheinbar selbst verändert zu werden.

VIII. Die Fermentwirkung. Diese besteht darin, daß kleine Mengen mancher Stoffe in großen Mengen anderer Stoffe chemische Vorgänge herbeizuführen vermögen. Man vergleiche hierüber die Zersetzung organischer Körper.

Zweiter Teil.

Organische Chemie.

Erster Abschnitt.

Die organischen Verbindungen oder Carbonide.

§. 45. Begriff und Natur der organischen Verbindungen.

a) Unter organischen Verbindungen versteht man alle Kohlenstoffverbindungen, welche Affinität zu O haben, also entweder keinen oder nur wenig O enthalten und deshalb verbrennlich sind. Alle Kohlenstoffverbindungen, die keine Affinität mehr zu O haben, also unverbrennlich sind, gehören zu den unorganischen Verbindungen (H_4C, H_4C_2, CO und Cy—CO_2, $CaCO_3$ und $MgCO_3$). Die Lehre von den organischen Verbindungen heißt organische Chemie[1]).

b) Der Hauptbestandteil aller organischen Verbindungen ist der C. Außer ihm enthalten sie noch H, O, N, einige auch S und P. Doch enthalten nicht alle organische Verbindungen diese Elemente gleichzeitig. Äußerlich kann man die organischen Verbindungen daran erkennen, daß sie sich beim Erhitzen schwärzen.

Versuch. Man erhitze ein Stückchen Zucker in einem Blechlöffel über einer Flamme: der Zucker schmilzt, wird bräunlich und schwarz und verbrennt schließlich.

---

1) Früher, vor 1828, nannte man organische Verbindungen alle diejenigen Stoffe, welche durch den Lebensprozeß der Organismen innerhalb des Tier- und Pflanzenkörpers entstehen oder sich durch nachträgliche Zersetzung dieser Stoffe bilden, und meinte, diese könnten nicht künstlich dargestellt werden (aus den Elementen oder einfacheren Substanzen auf synthetischem Wege, wie die unorganischen Verbindungen), sondern sie kämen nur in den Organismen unter dem Einflusse einer eigentümlichen Kraft, der sogenannten Lebenskraft, zu stande. Diese Begriffsbestimmung mußte fallen, als es Wöhler im Jahre 1828 gelang, den Harnstoff, der bis dahin nur als ein Produkt des tierischen Stoffwechsels bekannt war, also als organische Verbindung bezeichnet werden mußte, künstlich aus unorganischen Stoffen (aus Cyansäure und Ammoniak) darzustellen.

Mit den organischen Verbindungen im weiteren Sinne dürfen nicht die organisierten Verbindungen verwechselt werden, z. B. Pflanzenzellen, Muskelfasern, Nerven. Die künstliche Darstellung dieser Körper ist bisher der Chemie nicht gelungen, während viele der organischen Verbindungen auf künstlichem Wege gewonnen werden können.

Die Klassifikation der organischen Verbindungen.

Die organische Chemie war ehedem nichts anderes als eine Sammlung unzähliger, zusammenhangloser Thatsachen; gegenwärtig ist sie durch die Einführung der Lehre von der Wertigkeit und der Substitution zu einem wohlgeordneten und festgefügten Lehrgebäude geworden. Doch können wir hier in Anbetracht des Zweckes, dem vorliegende Arbeit zu dienen hat, auf die wissenschaftliche Gliederung desselben nicht eingehen. Wir müssen uns darauf beschränken, die große Zahl der organischen Verbindungen nach gewissen äußeren Eigenschaften in einzelne Gruppen zu bringen, die im folgenden etwas näher betrachtet werden sollen.

Erste Gruppe. Die Kohlehydrate.

So nennt man diejenigen organischen Verbindungen, die aus C, H und O bestehen und die beiden letzten Elemente in dem Verhältnis enthalten, in welchem sie Wasser bilden, so daß man sie als aus C und H_2O bestehend sich denken kann, Cx (H_2O)n.

§. 46. Die Cellulose, $C_6H_{10}O_5$.

a) Vorkommen. Cellulose (Zellenstoff, Holzstoff) ist die Substanz, aus der die Haut der Pflanzenzellen besteht. Sie bildet die Hauptmasse (das Skelett) des Pflanzenkörpers. Baumwolle, gebleichter Hanf und Flachs, fast reine Cellulose.

Um solche darzustellen, kocht man Leinwand, Baumwolle oder Holundermark zuerst mit Wasser, dann mit verdünnter Kalilauge aus, behandelt diese Substanzen sodann mit Chlorwasser und schließlich noch mit Essigsäure, Alkohol, Äther und Wasser.

b) Eigenschaften. Die Cellulose ist weiß, geschmack- und geruchlos und in allen Lösungsmitteln, Kupferoxydammoniak ausgenommen, unlöslich.

Versuch. Man setze H_3N zu einer Lösung von $CuSO_4$! Der entstehende Niederschlag ist CuH_2O_2. In der tiefblauen Lösung, die man durch weiteren Zusatz von H_3N erhält (Kupferoxydammoniak) suche man Cellulose zu lösen!

c) Veränderungen. Die Cellulose erleidet verschiedene Veränderungen.

1) Bringt man Papier einige Minuten lang in konzentrierte H_2SO_4

und wäscht es hierauf sorgfältig mit H_2O und H_3N aus, so bildet dasselbe dann eine durchscheinende Masse, vegetabilisches Pergament, Pergamentpapier.

2) Konzentrierte HNO_3, mit H_2SO_4 gemengt, verwandelt die Cellulose in explosive Substanzen, in Schießbaumwolle (Pyroxylin). Dieselbe verbrennt bei Berührung mit einem glühenden Körper wie Schießpulver (Erklärung?), aber ohne Rauch und ohne Kohle zu hinterlassen (Torpedofüllung). In einem Gemisch aus gleichen Teilen Äther und Alkohol löst sie sich zu einer zähen, etwas opalisierenden Flüssigkeit, Kollodium, das, auf eine Fläche gestrichen, nach dem Verdunsten des Lösungsmittels eine feine, durchsichtige Haut zurückläßt. (Anwendung in der Chirurgie und Photographie.)

3) Durch Hitze bei Luftzutritt wird die Cellulose in CO_2 und H_2O zersetzt.

4) Durch Hitze bei gehemmtem Luftzutritt oder bei Luftabschluß (trockne Destillation) entstehen aus ihr CO, CO_2, Kohlenwasserstoffe, Teer und Kohle.

5) Bei ihrer Fäulnis und Verwesung zersetzt sich dieselbe in CO_2, H_2O und CH_4, und als Rückstand bleibt eine Masse, die, je nach ihrer Beschaffenheit, Humus (Holzerde, Moder, Heideerde), Torf, Braunkohle, Steinkohle oder Anthracit heißt.

Verwendung der Cellulose. Die Pflanzenfaser findet mannigfache Verwendung. 1) Das Holz, dessen Hauptmasse (fast 96 % des völlig trocknen) die Cellulose ist, wird als Bau- und Brennmaterial verwendet und ist auch durch seine Zersetzungsprodukte von wesentlichem Nutzen.

2) Die langgestreckten, röhrenartigen, festen und geschmeidigen Zellen, die manche Pflanzenteile, z. B. die Stengel des Hanfes, Flachses und der Brennessel, sowie die Haarkronen der Baumwollensamen, enthalten, liefern die so überaus wichtigen Gespinstfasern, welche zur Herstellung von Gespinsten und Geweben dienen[1]).

3) Die Pflanzenfaser eignet sich, wenn sie bereits in der Form von

---

1) Es ist mitunter von praktischem Werte, einerseits Baumwolle von Leinen und andererseits beide von Fäden der Wolle und Seide zu unterscheiden. Am sichersten gelingt dies durch das Mikroskop. Die Leinfaser erscheint unter demselben walzenförmig, niemals platt; die Baumwollenfaser bildet flachgedrückte, bandartige und meist um ihre eigne Achse (pfropfenzieherartig) gedrehte Zellen; die Schafwollfaser, die dickste aller Fasern, erscheint vollkommen stielrund und mit dachziegelförmig angeordneten Oberhautschuppen versehen; der Seidenfaden, die dünnste aller Fasern, ist vollkommen rund, glatt, ohne Innenhöhle. — Ohne Mikroskop kann man auch durch Anzünden tierische und vegetabilische Fasern voneinander unterscheiden. Alle pflanzlichen Fäden brennen nämlich mit lebhafter Flamme, ohne irgend einen Rückstand zu hinterlassen, wobei sie den bekannten Geruch nach verbrannter Leinwand verbreiten; tierische Fäden dagegen brennen schlecht, bilden bald am angezündeten Ende eine schwammige Kohle, welche das weitere Fortglimmen verhindert, und entwickeln dabei einen Geruch nach verbrennendem Horn. — Dasselbe erreicht man auch durch Kochen mit Kalilauge: Wolle und Seide lösen sich darin auf, Leinen und Baumwolle nicht.

Geweben gebraucht ist, noch sehr gut zur Fabrikation des Papiers. Dasselbe ist im wesentlichen ein dünner Filz aus Fasern pflanzlichen Ursprungs. Es wird aus Abfällen von gewebten Stoffen bereitet, die unter dem Namen Lumpen und Hadern bekannt sind. Walzenmühlen, sogenannte Holländer; Handpapier und Maschinenpapier; das Papiermaché wird durch Kochen der Papiermasse mit Leimlösung, Gummi oder Stärkekleister unter Zusatz von Sand, Thon, Kreide oder Schwerspat dargestellt.

4) In neuerer Zeit hat man aus Nitrocellulose (Pyroxylin) und Kampfer eine unter dem Namen Celluloid bekannte Masse dargestellt, die, weil sie hart, elastisch und politurfähig ist, zu verschiedenartigen Gegenständen (Schmucksachen, Kämmen u. s. w.) verwendet wird.

§. 47. Das Stärkemehl, $C_6H_{10}O_5$.

a) Vorkommen. Als mikroskopisch kleine Kügelchen in den Zellen abgelagert, findet sich die Stärke[1]) (das Amylum) in verschiedenen Pflanzenteilen: im Samen der Getreidearten und Hülsenfrüchte, in den Wurzelknollen der Kartoffeln und im Marke mancher Bäume 2c.

Stärkemehlarten sind: 1) Kartoffel-, Weizen- und Reisstärke.

2) Der Sago, der das gekörnte Mark verschiedener Palmen ist (der unechte Sago wird aus Kartoffelstärke bereitet).

3) Das Arrow-Root (spr. Arroruth), welches aus dem Wurzelstocke mehrerer, in Westindien und Südamerika wachsender Pflanzen (z. B. der Pfeilwurzel) bereitet wird.

4) Die Tapioka (der Cassava-Sago, der Manihot, der Mandiok oder Maniok) stammt aus den Wurzelknollen des Maniok- oder Cassavastrauches, einer Pflanze, die in Westindien und Südamerika kultiviert wird.

5) Dem Stärkemehl ähnliche Stoffe sind: das Inulin, das in den Wurzeln vieler Pflanzen aus der Familie der Compositen, z. B. der Topinambur, Dahlien u. a. m. enthalten ist, und das Lichenin oder die Moosstärke, die in einigen Flechten, namentlich im isländischen Moos vorkommt.

---

1) Organische Verbindungen, welche, wie z. B. die Stärke und die Cellulose, bei gleicher atomistischer Zusammensetzung doch verschiedene Eigenschaften besitzen, werden isomere Körper genannt. Die Thatsache der Isomerie sucht man durch die Annahme zu erklären, daß die Atome innerhalb der Moleküle dieser Körper verschieden angeordnet seien. Da Stärke und Holzfaser die gleiche chemische Zusammensetzung besitzen, ist die Möglichkeit nicht ausgeschlossen, daß es der Chemie gelingen werde, Cellulose in Stärkemehl zu verwandeln. Wäre dieses Problem gelöst, so würden das Holz der Bäume, das Gras, selbst Stroh und Spreu eine unerschöpfliche Quelle menschlicher Nahrungsstoffe bilden.

b) Gewinnung. Die Stärke wird im großen meistens aus Kartoffeln und Weizen gewonnen.

Erstere werden, um die Zellen, worin sie enthalten ist, zu zerstören, zerrieben und dann in Sieben mit H_2O angerührt, mit welchem die Stärkemehlkörner durchfließen; auf ähnliche Weise kann man aus Weizen die Stärke gewinnen.

c) Eigenschaften. Ein weißes Pulver, unter dem Mikroskop betrachtet, erscheint sie als ovale, rundliche oder längliche Körnchen, welche aus konzentrischen Schichten bestehen. Sie ist geruch- und geschmacklos, fühlt sich weich und zart an und ist in Wasser und Alkohol unlöslich. In warmem H_2O schwillt die Stärke stark auf und bildet, ohne sich zu lösen, eine schleimige, gallertartige Masse, den Kleister. Dieser wird, sowie die Stärke selbst, von Jod intensiv blau gefärbt.

Versuche. 1) Man übergießt in einer Schale gewöhnliche Stärke mit etwas H_2O und rührt sie zu einem Brei an; hierauf rührt man sie mit siedendem H_2O an: die Stärke quillt zu einer schleimigen, gallertartigen Masse, Kleister genannt, auf.

2) Wiederholung des Versuchs 4, §. 17.

d) Veränderungen der Stärke. Unter diesen sind hervorzuheben:

1) Erhitzt man dieselbe bis auf c. 200°, so verwandelt sie sich in eine gelbe, dem arabischen Gummi ähnliche, in H_2O lösliche Substanz, die man Dextrin (Stärkegummi, Leiokom) nennt.

2) Dieselbe Veränderung erleidet die Stärke, wenn man sie mit verdünnter HNO_3 oder H_2SO_4 erhitzt.

3) Auch die Diastase, ein Stoff, der sich im keimenden Getreide aus den eiweißartigen Bestandteilen desselben entwickelt, hat die Fähigkeit, Stärke in Dextrin zu verwandeln. — Wirken die genannten Agentien längere Zeit auf Stärke ein, so geht sie in Zucker, Stärkezucker, über.

α) Bedeutung. Die genannte Wirkung der Diastase ist in der Brauerei und Branntweinbrennerei von der größten Wichtigkeit, denn wenn aus Kartoffeln oder Getreide Branntwein oder Bier bereitet werden soll, so muß zuerst die in jenen Stoffen enthaltene Stärke in Zucker umgebildet werden.

β) Versuche. 1) Man röstet in einer Porzellanschale Stärke und rührt sie während des Röstens fortwährend um: sie wird braungelb und löst sich in H_2O zu einer schleimigen Flüssigkeit. Die so veränderte Stärke wird Dextrin genannt.

2) Zerstoßenes oder auf einer Kaffeemühle gemahlenes Gerstenmalz übergießt man mit warmem H_2O, läßt dieses Gemenge einige Zeit an einem warmen Ort stehen und filtriert hierauf durch Leinwand. Einen Teil dieses Filtrats setzt man nun zu Kartoffelstärkekleister, worauf

sich bald die Stärkeumbildung bemerklich macht. Sogleich nach Herstellung des aus Kleister und Diastaselösung bestehendenden Gemisches nimmt eine Probe derselben auf Zusatz von Jodtinktur eine blaue Farbe an; wartet man einige Zeit und setzt zu einer neuen Probe wieder Jodtinktur, so färbt sie sich braun und schließlich bleibt sie unverändert: die Stärke ist in Dextrin und Zucker übergegangen.

γ) Verwendung. Das Stärkemehl bildet einen Bestandteil vieler Nahrungsmittel, dient ferner als Kleister zum Leimen des Papiers und zum Steifen der Wäsche und wird endlich zur Bereitung des Weingeistes, Branntweins und Biers, sowie zur Darstellung des Dextrins und Stärkezuckers benützt. Das Dextrin wird beim Zeug- und Tapetendruck, zum Glasieren von Karten u. s. w. gebraucht.

e) Einige, dem Dextrin ähnliche Stoffe. Mit dem künstlich dargestellten Dextrin stimmen einige in vielen Pflanzen vorkommende Stoffe in den wesentlichsten Eigenschaften überein; es sind dies Gummi und Pflanzenschleim. Diese treten in manchen Pflanzen in solcher Menge auf, daß sie die Zellen zersprengen und durch die Rinde ausschwitzen. Die Gummiarten sind in H_2O löslich, der Pflanzenschleim quillt nur zu einer schleimigen Masse auf.

Die bekannteste Gummiart ist das arabische Gummi (Arabin). Dasselbe fließt aus mehreren, in Arabien, Ägypten und am Senegal vorkommenden Akazienarten aus und bildet weiße oder gelbe bis braune Massen von glasähnlichem Glanze, welche sich in H_2O zu einer klebrigen Flüssigkeit lösen. Diese benützt man als Klebmittel.

Der Pflanzenschleim ist der wesentlichste Bestandteil des Tragantgummis, das aus einigen im Orient vorkommenden Tragant- (Astragalus)-arten ausfließt, und an der Luft zu bandförmigen Massen erhärtet. Das Kirschgummi ist ein Gemisch aus Gummi und Pflanzenschleim. Reich an Pflanzenschleim sind: Lein, Quittenkerne und Eibischwurzel. Viele Früchte und Wurzeln, z. B. Himbeeren, Kirschen, Rüben enthalten eine Art Schleim, welcher beim Erkalten nach vorhergehendem Aufkochen mit Zucker zu einer Gallerte (Gelée) gesteht. Man nennt diesen Körper Pflanzengallerte oder Pektin.

Übungsstoff. 1) Man prüfe unreife Äpfel und Birnen und ebenso vollkommen gereifte auf Stärke! Was zeigt sich? Was geht hieraus hervor?

2) Wie erklärt es sich, daß gefrorne Kartoffeln nach dem Auftauen süß schmecken?

3) Wie erklärt sich das sogenannte Mehligwerden der Kartoffeln, welche gekocht werden?

§. 48. Der Zucker.

So nennt man Kohlehydrate, die einen mehr oder weniger süßen Geschmack haben, sich in H_2O lösen und der geistigen Gärung

fähig sind, welche diese Stoffe in Alkohol und Kohlensäure spaltet. Man unterscheidet mehrere Zuckerarten.

I. Rohrzucker, Saccharose, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Dies ist der gewöhnliche Zucker; im reinen Zustande schneeweiß, schmeckt rein süß, löst sich leicht in H_2O, schmilzt bei 160° zu einer klebrigen Flüssigkeit, welche zu einer amorphen, glasigen Masse erstarrt (Gerstenzucker, Bonbon). Auf 200° erhitzt, verwandelt er sich unter Verlust von H_2O in Caramel, eine braune Masse. Nicht direkt gärungsfähig, wird aber durch verdünnte Säuren und bei längerer Berührung mit Hefe in ein Gemenge von Trauben- und Fruchtzucker, welche beide gährungsfähig sind, übergeführt.

Der Rohrzucker kommt im Zellsafte sehr vieler Pflanzen vor, vor allem aber im Safte des Zuckerrohres und der Runkelrüben. Der aus Zuckerrohr dargestellte heißt indischer Zucker oder Kolonialzucker, der aus Runkelrüben gewonnene Rübenzucker.

α) Gewinnung des Zuckers aus Zuckerrohr. Das Zuckerrohr ist eine zu den Gräsern gehörige perennierende Pflanze der tropischen Länder. Das Innere der Halme besteht aus einem mit Saft erfüllten, weißlichen Zellenmark. Der Saft beträgt c. 90 % der ganzen Pflanze und in demselben befinden sich 18—20 % Zucker.

Um den Zucker aus dem Zuckerrohr zu gewinnen, wird dieses zwischen Walzen ausgepreßt. Von der Presse fließt der Saft sofort in einen Kessel, in welchem er mit einem kleinen Zusatz von Kalkmilch (Zweck!) eingekocht wird. Aus dem ersten Kessel wird er in einen zweiten und dritten gefüllt, bis er die nötige Konzentration besitzt; dann wird er in hölzerne Fässer gefüllt und durch Abkühlen zum Krystallisieren gebracht. Nach dem Erkalten bildet er eine körnige, gelbe oder gelbbraune Masse; dies ist der sogenannte Rohzucker (die Moskovade). Der in diesen Fässern nicht krystallisierende Teil des Zuckersaftes, ein schwarzbrauner Sirup, Melasse genannt, wird abgelassen und zur Rumbereitung benützt.

Der Rohzucker muß raffiniert werden, was meistens in Europa in großen Zuckerraffinerien geschieht: in wenig Wasser gelöst, die Auflösung durch Knochenkohle entfärbt, mit Eiweiß oder Ochsenblut geklärt, die filtrierte klare Lösung bei niederer Temperatur, häufig in luftverdünntem Raume, in Vacuumpfannen, bis zum Krystallisationspunkt eingekocht und hierauf in kegelförmige Formen geschöpft, in denen er zu einer körnig krystallinischen Masse erstarrt (Hutzucker, weißer Zucker oder Melis). Der nicht krystallisierbare Teil läuft aus einer Öffnung in der Spitze der Hutform ab (Zuckersirup, Melasse). Hängt man in die bis zum Krystallisationspunkte eingedampfte Zuckerlösung Bindfaden,

so erhält man große regelmäßige Krystalle von weißer, gelber, brauner oder schwarze Farbe, den Kandiszucker[1]).

β) Rübenzuckerfabrikation. (Der Apotheker Marggraf in Berlin 1747). Die Gewinnung des Zuckers aus Rüben im großen ist sehr erschwert, da der Rübensaft außer Zucker beträchtliche Mengen von Eiweißstoffen und Salzen enthält. In Deutschland wird gegenwärtig der größte Bedarf an Zucker aus Rüben erzeugt. Die Fabrikation des Zuckers aus Rüben ist im wesentlichen der oben beschriebenen aus dem Zuckerrohr ähnlich.

II. Traubenzucker, Dextrose, $C_6H_{12}O_6$.

Der Traubenzucker (Stärke- oder Krümelzucker) ist ein Bestandteil des Saftes vieler Früchte: der Trauben, Feigen, Birnen, Pflaumen u. s. w., ist ferner im Honig enthalten, sowie in einigen tierischen Flüssigkeiten. Künstlich kann man ihn aus allen übrigen Kohlehydraten gewinnen durch Einwirkung verdünnter Säuren oder durch Diastase.

In der Regel stellt man ihn aus Stärke dar, indem man dieselbe mit verdünnter H_2SO_4 kocht, die H_2SO_4 durch Kreide abscheidet, den entstandenen Gips abfiltriert und das Filtrat zur Konsistenz eines steifen Sirups eindampft. Der so erhaltene Sirup wird entweder als Stärkesirup verkauft oder durch Stehenlassen zum Krystallisieren gebracht (Stärkezucker).

Der Traubenzucker bildet meist körnige, blumenkohlartige Massen; er ist in H_2O nicht so leicht löslich als der Rohrzucker und schmeckt auch nicht so süß, ist aber direkt gärungsfähig.

Diese Zuckerart findet zur Vermehrung des Zuckergehaltes des Mostes, zur Bereitung des Bieres und künstlicher Weine eine ausgedehnte Anwendung.

III. Fruchtzucker, Levulose, $C_6H_{12}O_6$.

Derselbe, auch Schleimzucker genannt, kommt neben anderen Zuckerarten im Sirup, Honig und in Früchten vor und ist nicht krystallisierbar.

IV. Milchzucker, Lactose, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$.

Dieser kommt in der Milch aller Säugetiere vor. Man gewinnt ihn im großen in den Käsereien, indem man die Molke zur Krystallisation eindampft. In der Milch geht diese Zuckerart unter

---

1) Im Jahre 1879 entdeckte Fahlberg in New-York ein Versüßungsmittel, das man aber erst seit 1884 allgemeiner unter dem Namen Saccharin kennen lernte. Dasselbe wird aus Steinkohlenteer dargestellt und ist ein Gebilde der Benzoesäure. Es ist ein krystallinisches, weißes, in Wasser, Alkohol und Äther lösliches Pulver und hat die 300fache Kraft der Versüßung des Zuckers. Die Ansichten über den Nutzen oder die Schädlichkeit dieses Stoffes sind z. B. noch sehr geteilt.

dem Einflusse von Käsestoff in Milchsäure über, worauf das Sauerwerden der Milch beruht.

Übungsstoff. 1) Welche Unterschiede finden zwischen Cellulose, Stärke, Gummi und Zucker statt, und worin stimmen diese Stoffe überein?

2) Man ziehe eine Parallele zwischen Zucker und Kochsalz!

§. 49. Die Gärung.

a) Begriff. Unter Gärung versteht man die Zersetzung oder Spaltung des Zuckers (oder auch anderer organischer Stoffe) in Verbindungen von einfacherer Zusammensetzung.

α) Beobachtung. In Traubensaft, Obstsaft und Bierwürze geht, wenn diese Stoffe an einem warmen Ort stehen, allmählich eine Veränderung vor sich. Es steigen nämlich Gasblasen (Kohlensäure) in diesen Flüssigkeiten auf, und der süße Geschmack derselben verschwindet und macht einem branntweinartigen Geschmacke (Weingeist oder Alkohol) Platz: die zuckerhaltigen Flüssigkeiten gären. Der in diesen Flüssigkeiten enthaltene Zucker ist also durch Gärung in Weingeist und Kohlensäure zerfallen.

β) Versuch. Man mischt Honig und H_2O in einer Gasentwicklungsflasche, setzt etwas Bierhefe zu, paßt auf die Flasche einen Kork mit einer Gasleitungsröhre und läßt dieselbe in ein mit klarem Kalkwasser gefülltes Glas münden. Die ganze Vorrichtung stellt man nun auf einen warmen Ofen. Die Flüssigkeit gerät bald in Schäumen, das Kalkwasser trübt sich, der Zucker des Honigs zerfällt in Kohlensäure und Weingeist.

b) Arten. Je nach den Produkten, welche aus dem Zucker durch Spaltung hervorgehen, unterscheidet man verschiedene Gärungen.

1) Die geistige Gärung. Sie besteht in dem Zerfall gärungsfähiger Zuckerarten in Alkohol und Kohlensäure. Diesen Vorgang drückt folgende Gleichung aus:

$$\underset{\text{Traubenzucker}}{C_6H_{12}O_6} = \underset{\text{Alkohol}}{2C_2H_6O} + \underset{\text{Kohlensäure.}}{2CO_2}$$

Alkohol und Kohlensäure sind jedoch nicht die einzigen Produkte der geistigen Gärung; es entstehen hiebei auch noch andere Verbindungen, z. B. Glycerin und Bernsteinsäure.

2) Die Milchsäuregärung, welche beim Sauerwerden der Milch, bei der Sauerkrautbildung auftritt, verwandelt den Trauben-, Rohr- oder Milchzucker in Milchsäure:

$$\underset{\text{Traubenzucker}}{C_6H_{12}O_6} = \underset{\text{Milchsäure}}{2C_3H_6O_3}$$

$$\text{oder: } \underset{\text{Milchzucker}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O = \underset{\text{Milchsäure.}}{4C_3H_6O_3}$$

3) Die Buttersäuregärung, die Fortsetzung der vorigen, ist die Zersetzung der Milchsäure in Buttersäure, Kohlensäure und Wasserstoff:

$$2C_3H_6O_3 = C_4H_8O_2 + 2CO_2 + 4H$$
Milchsäure Buttersäure.

4) Bei der schleimigen Gärung verwandelt sich der Zucker in eine schleimige Substanz, während gleichzeitig Milchsäure auftritt.

5) Die Essigbildung, fälschlich Essiggärung genannt, wird zuweilen auch hieher gezählt.

6) Die Ammoniakgärung. Diese besteht in der Zersetzung des Harnstoffes in kohlensaures Ammoniak:

$$CO(NH_2)_2 + 2H_2O = (H_4N)_2CO_3$$
Harnstoff Kohlens. Ammonium.

c) Ursache. Die Spaltung des Zuckers in einfachere Verbindungen wird durch gewisse Einflüsse bewirkt. Alle Körper, welche die genannten Veränderungen im Zucker herbeizuführen vermögen, nennt man Gärungserreger oder Fermente, z. B. die Hefe.

Nach neueren Untersuchungen (Pasteur) scheint es festgestellt zu sein, daß die Fermente gewisse lebende tierische und pflanzliche Organismen von mikroskopischer Kleinheit sind. Die Keime und Sporen dieser niederen Tier- und Pflanzenarten finden sich in zahlloser Menge in der Luft. Gelangen nun dieselben in eine gärungsfähige Substanz, in der sie die Bedingungen zu ihrer weiteren Entwicklung vorfinden, so fangen sie an, zu sprossen und sich zu vermehren, und zersetzen durch diese ihre Lebensthätigkeit die betreffende Substanz, d. h. sie veranlassen die Gärung derselben (Selbstgärung).

d) Bedingungen für das Eintreten der Gärung im allgemeinen. Dies sind folgende:

1) Gegenwart von atmosphärischer Luft; 2) Gegenwart von Wasser; 3) eine gewisse Temperatur (zwischen 0° und 100°); 4) das Vorhandensein eines gärungsfähigen Körpers; 5) gewisse anorganische und organische Verbindungen, die dem Fermente als Nahrung dienen (z. B. phosphorsaures Ca und Mg, Ammoniumsalze und in Zersetzung begriffene eiweißartige Stoffe).

e) Verlauf der geistigen Gärung. Das Ferment derselben ist die Hefe (Saccharomyces cerevisiae), ein niederer Pilz.

Unter dem Mikroskop untersucht, zeigt sie sich aus kleinen, ovalen, häufig perlschnurartig aneinander gereihten einfachen Zellen (Hefenzellen) bestehend. Solche Pflanzengebilde entwickeln sich z. B. in dem Traubensafte und der Bierwürze, wenn diese Flüssigkeiten mit der Luft in Berührung sind oder waren. Die anfänglich klaren Flüssigkeiten fangen an sich zu trüben, entwickeln Kohlensäure und scheiden nach und nach eine graue, schäumende, breiartige Masse von bitterem Geschmacke ab, und zwar entweder an der Oberfläche (Oberhefe) oder am Boden der Gärungsgefäße (Unterhefe). Diese Masse ist das Entwicklungsprodukt der aus der Luft in die genannten Flüssigkeiten gelangten Pilzkeime. Indem sich diese in dem Zuckersafte durch Knospung vermehren, aus demselben Nahrung aufnehmen, werden sie durch diese ihre Lebensthätigkeit die Ursache der Gärung.

f) Bedingungen der geistigen Gärung. Es sind dies folgende:

1) eine wässerige Lösung von Zucker, die nicht zu sehr konzentriert sein darf (1 Tl. Zucker in 4—10 Tl. H_2O); 2) Gegenwart von Hefe oder von atmosphärischer Luft, die Keime und Sporen enthält; 3) eine Temperatur zwischen 5° und 30°.

g) Bedeutung der geistigen Gärung. Die sogenannten geistigen Getränke: Wein, Bier und Branntwein sind Produkte der Gärung zuckerhaltiger Flüssigkeiten und auch bei der Bereitung des Brotes findet geistige Gärung statt.

Der Wein.

Begriff. Mit dem Namen Wein bezeichnet man im weiteren Sinne des Wortes eine jede durch Gärung eines Obstsaftes entstandene geistige Flüssigkeit; im engeren Sinne dagegen eine alkoholische Flüssigkeit, welche durch Selbstgärung des Traubensaftes gewonnen wird.

Die Bereitung des Traubenweines erfordert folgende Verrichtungen: Gewinnung des Mostes, Gärung desselben, Abziehen und Lagern des Weines. Die reifen Trauben werden in Pressen (Keltern) stark ausgepreßt. Dieser Traubensaft (Most) enthält Wasser, Zucker (Trauben- und Fruchtzucker), Gummi, Pektin, Proteïnstoffe, Säuren und Mineralsalze. Wird der Most in mäßig kühlen Räumen der atmosphärischen Luft ausgesetzt, so gerät derselbe in Gärung. Die in der Luft schwebenden Hefensporen gelangen nämlich in die Flüssigkeit und entwickeln sich hier sehr rasch. Die Gärung dauert 10—14 Tage. Die sich hiebei entwickelnde Hefe setzt sich am Boden des Gefäßes ab und heißt Unterhefe. Sobald die Flüssigkeit gegen Ende der Gärung sich geklärt hat, wird sie (jetzt Wein genannt) auf Fässer abgezogen, in welchen eine Nachgärung stattfindet. Während dieser spaltet sich der bis jetzt noch nicht zersetzte Traubenzucker vollends in Alkohol und Kohlensäure. Hiebei sondern sich aus der alkoholischen Flüssigkeit Weinstein und neugebildete Hefe ab. Gegen Februar oder März wird der Wein abermals abgezogen und in die Lagerfässer gefüllt. Beim Lagern des Weines, bei dem immer noch eine Art Nachgärung stattfindet, bildet sich der feine Geschmack, die Blume oder das Bouquet desselben, herrührend von den im Weine enthaltenen Ätherarten.

Bestandteile. Der Wein enthält durchschnittlich 90 % Wasser und 7 % Alkohol; der Alkoholgehalt ist sehr verschieden und wechselt zwischen 8 und 20 %; die südlichen Weine sind reicher an Alkohol als die deutschen. (Grund?) Außer den genannten Bestandteilen enthält der Wein noch c. 3 % verschiedene andere Stoffe: Äther, Traubenzucker, Gummi, Glycerin, Farbstoff, Kohlensäure, Gerbsäure, Salze u. s. w.

Schaumweine. Läßt man Wein in verschlossenen Flaschen gären, so löst sich die entstehende Kohlensäure in dem Weine auf und entweicht beim Öffnen der Flasche unter heftigem Schäumen. Solche Weine, die außerdem Zusätze von Zucker und Cognac erhalten, heißen moussierende Weine oder Schaumweine (der Wein der Champagne eignet

sich besonders zur Darstellung derselben, daher der Name Champagner für diese).

Methoden zur Verbesserung schlechter Weine. 1) Das Gallisieren (Zusatz von Zucker, nach Gall); 2) das Chaptalisieren (Abstumpfung der Säure durch Schlämmkreide, nach dem Chemiker Chaptal, spr. Schap-); 3) das Petiotisieren (Ausziehung der Trester mit Zuckerwasser, nach Petiot).

Der Obstwein, der Äpfelwein oder Cider, der Birn- und Stachelbeerwein, wird aus den süßen Säften der genannten Früchte bereitet. Der Honigwein oder Met wird aus Honig dargestellt, indem man eine Honiglösung durch Hefe zur Gärung bringt.

Das Bier.

Begriff. Bier ist ein unvollständig ausgegorenes, noch gärendes Getränke, das man aus Wasser, gekeimter Gerste (Malz) unter Zusatz von Hopfen bereitet. Der wesentlichste Bestandteil der Gerste ist die Stärke (68 %). Das, was man in der Bierbrauerei mit dem Namen Hopfen bezeichnet, sind die weiblichen Blüten (Kätzchen) der Hopfenpflanze. Unter den Schuppen derselben befinden sich goldgelbe Körner (Drüsen), das sogenannte Hopfenmehl (Lupulin). Dieses sowie die übrigen Teile des Zapfens enthalten: ein ätherisches Öl (Hopfenöl), eigentümlich bittere Stoffe (Hopfenbitter), sowie Harz, Gerbsäure und mineralische Stoffe.

Die chemischen Vorgänge. Die Bestandteile der Gerste erleiden beim Bierbrauen zum Teil eine Umwandlung. Die Stärke des Malzes wird nämlich teils in Dextrin, teils in Zucker (Traubenzucker) übergeführt. Diese Umwandlung wird durch die Diastase bewirkt. Der hiedurch gebildete Zucker wird nun nach und nach durch Gärung in Alkohol und Kohlensäure zersetzt. Die Aufgabe des Brauers besteht daher darin, sämtliche Stärke des zum Brauen benützten Getreides in Dextrin, aber nur einen Teil des Dextrins in Zucker umzuwandeln und letzteren sodann zum größten Teile nach und nach durch Gärung in Alkohol und Kohlensäure zu zersetzen.

Bereitung. Diese zerfällt im wesentlichen in drei Operationen: in die Bereitung des Malzes; die Darstellung der Bierwürze; in die Gärung derselben und weitere Behandlung des Bieres. Um Malz aus Gerste zu erhalten, wird sie in Wasser eingeweicht, auf Haufen geschüttet und dadurch zur Keimung gebracht. Durch Trocknen an der Luft oder auf Darren wird die Keimung unterbrochen (Luftmalz, Darrmalz). Die gekeimte und getrocknete Gerste hat nun einen süßen Geschmack, eine gelbe bis braune Farbe und heißt Malz. Dasselbe wird hierauf grob gemahlen und in einem hölzernen Bottich (Maischbottich) mit warmem Wasser behandelt. Hiedurch werden nicht bloß die im Malze schon enthaltenen löslichen Stoffe (Traubenzucker, Dextrin) extrahiert, sondern der Rest der Stärke wird auch noch durch Einwirkung der Diastase in Dextrin und Zucker verwandelt. Die so entstehende zuckerhaltige Flüssigkeit, die Bierwürze, wird unter Zusatz von Hopfen bis zum Kochen erhitzt und die gekochte Würze auf großen, flachen Behältern (Kühlschiffen) rasch gekühlt. Die gekühlte Würze wird

in die Gärbottiche gebracht, worin unter Zusatz von Hefe die Gärung vor sich geht. Nach vollendeter Hauptgärung wird das Bier in Fässer gefüllt, worin noch eine Nachgärung erfolgt.

Die Bestandteile des Bieres sind: Wasser (85—95%), Alkohol (2—5%), Kohlensäure (0,1—0,8%), unzersetzter Zucker (2—8%), Dextrin (2—10%), ferner die Bitterstoffe des Hopfens, etwas Glycerin und Mineralsalze.

Der Branntwein.

Begriff und Arten. Branntwein nennt man im allgemeinen jedes durch Destillation gegorner Flüssigkeiten bereitete Getränk. Die wesentlichsten Bestandteile solcher Getränke sind Alkohol und Wasser. Je nach der Substanz, aus welcher man dieselben darstellt, haben sie einen eigentümlichen Geruch und Geschmack. Die bekanntesten Arten von Branntwein sind: Getreidebranntwein, Kartoffelbranntwein, Cognac oder Franzbranntwein (aus geringeren Weinsorten), Rum (aus dem Sirup des Rohrzuckers), Arak (aus Reis), Zwetschgenbranntwein, Kirschwasser und Liqueure (mit Zucker versetzte Branntweine, die man durch gewisse Stoffe aromatisch macht).

Die Fabrikation von Getreide- und Kartoffelbranntwein geht im wesentlichen in folgender Weise vor sich: Getreideschrot oder gekochte und zerriebene Kartoffeln werden mit entsprechenden Mengen Malzschrot in den sogenannten Maischbottichen mit warmem H_2O angerührt und längere Zeit einer Temperatur von 70° ausgesetzt. Die Diastase des Malzes verwandelt die Stärke der Cerealien oder der Kartoffeln in Dextrin und Zucker. Nach der vollständigen Umwandlung wird die Flüssigkeit abgekühlt und mit Bierhefe versetzt, welche den Zucker derselben in Alkohol und Kohlensäure überführt. Die durch die Gärung entstandenen flüchtigen Bestandteile werden von den nichtflüchtigen dadurch getrennt, daß man die Maische der Destillation unterwirft. Die übergehenden Alkohol- und Wasserdämpfe werden durch Abkühlung kondensiert. Je nach der Einrichtung der hiezu gebrauchten Apparate erhält man alkoholärmere Destillate, die man Branntwein nennt, oder alkoholreichere, die den Namen Weingeist oder Spiritus führen.

Das Brot.

Bestandteile des Brotes und Zweck des Backens. Das Brot wird aus dem Mehl der Getreidekörner bereitet. Diese bestehen aus Stärkemehl, Kleber, phosphorsauren Salzen und Holzfaser; letztere liefert beim Mahlen die Kleie. Die Hauptnahrungsmittel des Mehles sind demnach Stärke und Kleber. Erstere ist an sich schwer verdaulich, geht aber bei höherer Temperatur in einen teilweise löslichen, leichter verdaulichen Zustand über. Die Verdaulichkeit des aus solcher Stärke bereiteten Brotes wird noch erhöht, wenn demselben zugleich eine lockere und schwammige Beschaffenheit erteilt wird, warum? Durch das sogenannte Backen der Brotmasse will man derselben die soeben bezeichnete Beschaffenheit erteilen und sie zugleich wohlschmeckend und haltbar (Kruste) machen.

Brotbereitung und chemische Prozesse dabei. Ein Teil des Mehles wird mit warmem Wasser zu einem Brei angerührt, mit Sauerteig oder Hefe versetzt und an einem mäßig warmen Orte sich selbst überlassen. Unter dem Einflusse des zugesetzten Fermentes wird ein Teil des Stärkemehls in Dextrin und Stärkezucker umgewandelt und letzterer in geistige Gärung versetzt. Die hiebei freiwerdende Kohlensäure sucht durch den zähen Brei zu entweichen und hebt dadurch die ganze Masse in die Höhe (der Teig geht). Dem aufgegangenen Teige verleibt man nun durch Kneten unter Zusatz von Wasser das übrige Mehl ein und läßt ihn nochmals aufgehen. Dieser wird sodann durch Auswirken in die Laibform gebracht und in den erhitzten Backofen geschoben. Hier wird die poröse Beschaffenheit der Teigmasse noch erhöht durch die sich bildenden Alkoholdämpfe, sowie durch die in der zähen Masse verteilte Kohlensäure; zugleich erleidet hiebei die Stärke die Umwandlung in die leichter verdauliche Form. Bei der Temperatur des Backofens (200—250°) entweichen sämtliche Gärungsprodukte und reichliche Mengen Wasserdampf; an der Oberfläche verwandelt sich ein Teil der Stärke in Dextrin und Caramel, welche die harte, braune Rinde bilden.

Ersatz der Gärung. Bei der Brotbereitung in der eben beschriebenen Weise findet ein namhafter Verlust an Mehlsubstanz statt, c. 6% (Erklärung!). Vermieden wird derselbe dadurch, daß man in dem Teige mit Umgehung der Gärung Kohlensäure zu entwickeln sucht. Dies kann geschehen durch Zusatz von Hirschhornsalz oder doppeltkohlensaurem Natrium und Salzsäure: $NaHCO_3 + HCl = NaCl + H_2O + CO_2$. (Das Horsford-Liebigsche Backpulver).

Übungsstoff. 1) Wieviel Weingeist und Kohlensäure liefert ½ kg Zucker bei der geistigen Gärung?

2) Wodurch unterscheidet sich die Branntweinbereitung wesentlich von der Wein- und Bierbereitung? Wodurch die beiden letzteren unter sich?

Zweite Gruppe. Die Alkohole.

Die Alkohole bestehen aus C, H und O ($C_xH_{2x+2}O$), besitzen vollkommen neutrale Reaktion, sind meist flüssig und flüchtig, leicht entzündlich und zum Teil berauschend. Das wichtigste Glied derselben ist der Weinalkohol oder Äthylalkohol.

§. 50. Der Äthylalkohol, C_2H_6O.

a) Bildung und Darstellung. Der Äthylalkohol ist ein Produkt der geistigen Gärung.

Der durch Destillation gegorener Flüssigkeiten erhaltene Alkohol ist stets mit H_2O gemischt, und selbst durch wiederholte Destillation erhält man nur einen ungefähr 95 prozentigen Alkohol. Um wasserfreien Alkohol (absoluten Alkohol) darzustellen, setzt man dem wasserhaltigen Alkohol (Spiritus) frisch gebrannten Kalk oder Chlorcalcium zu und destilliert dann den Alkohol ab.

b) Eigenschaften und Benützung. Der wasserfreie Alkohol ist eine farblose, dünne Flüssigkeit von angenehmem, aromatischem Geruche und brennendem Geschmacke.

Spez. Gewicht ist 0,79, siedet bei 78°, erstarrt in größter Kälte nicht (Weingeistthermometer). Leicht entzündlich, brennt mit blaßblauer, wenig leuchtender Flamme. Im konzentrierten Zustande wirkt er innerlich als Gift, mit H_2O verdünnt, berauschend, der wirksame Bestandteil aller geistigen Getränke. Für viele Stoffe ein vortreffliches Lösungsmittel, z. B. für Jod, Harze, Öle und Farbstoffe. Weingeist oder Spiritus ist ein Gemenge von c. 85% Alkohol und 15% Wasser; der Branntwein enthält nur 40—50% Alkohol (Alkoholometer). Findet vielfache Anwendung: zur Bereitung von Arzneien (Tinkturen), Firnissen, wohlriechenden Wassern (Auflösungen flüchtiger Öle in Weingeist) und Liqueuren; ferner Genußmittel und dient auch zum Konservieren kleinerer organischer Körper (da er ihnen das H_2O entzieht).

c) Veränderungen des Alkohols. Unter diesen sind besonders zwei wichtig, nämlich die Umwandlung in Äther und die in Essig.

α) Der Äther (Äthyläther) bildet sich beim Erhitzen von Äthylalkohol mit solchen Stoffen, welche wasserentziehend wirken. Am zweckmäßigsten benützt man H_2SO_4 hiezu. Alkohol und H_2SO_4 wirken zunächst so aufeinander ein, daß H_2O entsteht. Hiezu gibt H_2SO_4 ein Atom H, C_2H_6O dagegen HO her, der Rest C_2H_5 aber tritt für das Atom H der H_2SO_4 ein, nämlich: $C_2C_6O + H_2SO_4 = H_2O + (C_2H_5)\,HSO_4$. Die so entstandene Äthyl-Schwefelsäure setzt sich sodann mit einem zweiten Molekül Alkohol in Äthyläther und H_2SO_4 um, nämlich: $(C_2H_5)\,HSO_4 + C_2H_6O = H_2SO_4 + (C_2H_5)\,(C_2H_5)O$. Der Äther (Schwefeläther), $(C_2H_5)_2O$, eine klare, farblose, leicht bewegliche Flüssigkeit von eigentümlichem Geruche und brennendem Geschmacke, sehr flüchtig, erzeugt beim Verdunsten bedeutende Kälte, entzündet sich leicht und brennt mit leuchtender Flamme. Eingeatmete Ätherdämpfe bringen Besinnungs- und zuletzt Empfindungslosigkeit hervor, daher wurde er früher bei schmerzhaften Operationen angewandt. Die unter dem Namen Hoffmannsche Tropfen bekannte Flüssigkeit besteht aus 1 Tl. Äther und 2 Tl. Alkohol. Ausgezeichnet ist der Äther auch noch dadurch, daß er sehr viele Stoffe zu lösen vermag (S, P, J, Br, Fette, Harze u. s. w.).

β) Von der Essigsäure wird weiter unten die Rede sein.

γ) Versuche. 1) Man gieße in eine flache, eiserne Schale etwas Weingeist, in eine zweite etwas Äther und entzünde beide mit einem Schwefelhölzchen! Welche Flamme ist heller, die des Weingeistes oder die des Äthers? Wie erklärt sich dies?

2) Man lasse einen Tropfen Äther auf der Hand verdunsten! Welche Wahrnehmung macht man? Woher rührt diese Erscheinung?

3) Man gieße einige Tropfen Äther in eine flache, eiserne Schale und nähere dieser nach einigen Augenblicken einen brennenden Span!

4) In einen Fußcylinder bringt man eine kleine Menge Äther und schwankt ihn einige mal darin um. Taucht man nun in die Mündung des Cylinders einen brennenden Span, so erfolgt eine lebhafte Explosion.

5) Man mache, etwa mit Olivenöl, einen Fettfleck auf ein Blatt Papier, lege es auf eine dicke Unterlage von Filtrierpapier, gieße Äther zu und lege ein Stück Filtrierpapier darauf. Der Fettfleck wird verschwunden sein; wenn nicht, wiederholt man das Verfahren.

§. 51. Andere Alkohole und Äther.

1) Der Methylalkohol oder Holzgeist, CH_4O, entsteht bei der trocknen Destillation des Holzes; eine farblose, brennbare Flüssigkeit, die Harze, Schellack und flüchtige Öle auflöst.

2) Der Amylalkohol, $C_5H_{12}O$, bildet sich neben gewöhnlichem Alkohol bei der Gärung zuckerhaltiger Flüssigkeiten, vorzugsweise bei der Bereitung des Kartoffel- und Fruchtbranntweines. Er wird auch Fuselöl genannt; eine wasserhelle Flüssigkeit von widrigem Geruche und brennendem Geschmacke; giftig, verursacht er vorzugsweise jene krankhaften Erscheinungen, welche sich bei fortgesetztem Genusse von schlecht gereinigtem Branntwein einzustellen pflegen.

3) Das Glycerin, $C_3H_8O_3$, ebenfalls ein alkoholartiger Körper, kommt in allen Fetten vor. Von diesen getrennt, bildet es eine sirupartige, farblose Flüssigkeit, die einen süßen Geschmack hat, weshalb es auch Ölsüß genannt wird.

Es findet vielfache Anwendung: Schmiermittel, Konserviermittel, Zusatz zu Seifen, Wein und Bier; Fabrikation des Nitroglycerins oder Nobelschen Sprengöls, ein blaßgelbes Öl, das sich durch Einwirkung von HNO_3 auf Glycerin bildet; da sich das Nitroglycerin beim Erhitzen oder durch Schlag unter heftiger Explosion zersetzt, so kann es als Sprengmittel benützt werden. Jedoch verwendet man es in der Regel seiner großen Gefährlichkeit wegen nicht in dieser Form, sondern vermischt es mit Holzkohle oder Infusorienerde, wodurch man eine teigartige Masse, das sogenannte Dynamit, erhält, ein in seiner Behandlung weniger gefährliches Sprengmittel.

4) Die Äther verhalten sich den Säuren gegenüber wie Basen und bilden Verbindungen mit ihnen, die den Salzen vergleichbar sind und zusammengesetzte Äther genannt werden. Dieselben sind meist flüchtige, brennbare Flüssigkeiten, von denen sich viele durch einen sehr feinen Wohlgeruch und entsprechenden Geschmack auszeichnen. Das Aroma reifer Obstarten und Früchte, sowie der durch Gärung erzeugten Getränke rührt von der Gegenwart solcher Ätherarten her. Erwähnung verdienen der Essigäther, der

einen höchst erquickenden Geruch hat, und der Önanthäther, der dem Weine das Bouquet erteilt.

Zusatz. Den Alkoholen und Ätherarten stehen einige Körper nahe, die ihrer physiologischen Wirkung wegen sehr bemerkenswert sind, nämlich:

1) Das Chloral, Cl_3C_2HO. Es wird gewöhnlich durch Einwirkung von Chlor auf Alkohol dargestellt und bildet eine farblose, stark riechende Flüssigkeit, die sich mit Wasser zu einem festen Körper, Chloralhydrat, verbindet. In Dosen von 1,5—5 g innerlich eingenommen, bewirkt es Schlaf (daher wichtiges schlafbringendes Heilmittel, Hypnoticum![1]).

2) Das Chloroform, $CHCl_3$. Dasselbe kann auf verschiedene Weise dargestellt werden (z. B. indem man Alkohol und Chlorkalk der Destillation unterwirft) und bildet eine farblose, angenehm ätherartig riechende Flüssigkeit von süßlichem Geschmacke. Das Chloroform verdunstet leicht und sein Dampf bewirkt, wenn er, mit Luft gemischt, eingeatmet wird, Gefühls- und Bewußtlosigkeit (Anästhesie)[2]). Deshalb benützt man es bei chirurgischen Operationen (Anästhēticum, anästhētisches Mittel).

Übungsstoff. 1) Welche Körper können als Sprengmittel benützt werden? Worauf beruht diese Anwendung? Auf welche Weise werden dieselben gefahrlos entzündet?

2) Wodurch suchte man früher und sucht jetzt bei Operationen den Schmerz zu lindern? (Durch den indischen Hanf, Haschisch; durch Kompression der zu operierenden Teile; durch Schwefeläther-Narkose seit 1846; Chloroform-Narkose seit 1847; durch Cocaïn.)

Dritte Gruppe. Die organischen Säuren.

Diese sind den früher betrachteten Säuren in den wesentlichen Eigenschaften ähnlich.

§. 52. Die Essigsäure, $H_4C_2O_2$ oder $H \cdot C_2H_3O_2$.

a) Eigenschaften. Eine farblose, stark sauer riechende und schmeckende Flüssigkeit.

Gemische von Essigsäure und H_2O nennt man verdünnte Essigsäure, und das, was man im gewöhnlichen Leben Essig nennt, ist im wesentlichen eine mit H_2O stark verdünnte Essigsäure.

b) Vorkommen und Entstehung. An Basen gebunden, in vielen Pflanzensäften; auch in tierischen Flüssigkeiten (Schweiß) ist sie vertreten. Sie bildet sich auf sehr mannigfache Weise: bei der trocknen Destillation vieler organischer Stoffe und durch Oxydation des Äthylalkohols.

---

1) Vom gr. hypnos, m., der Schlaf. — 2) Vom gr. verneinenden an- und aisthēsis = ästhesis, die Empfindung, also Empfindungslosigkeit.

α) Bildung der Essigsäure aus Alkohol. Wein, Bier, Cider, überhaupt alle gegorenen, wenig Alkohol enthaltenden Flüssigkeiten, werden sauer, wenn man sie in lose bedeckten Gefäßen längere Zeit an einem warmen Orte stehen läßt. Das Sauerwerden solcher Flüssigkeiten rührt daher, daß der in denselben vorhandene Alkohol durch Aufnahme von O in Essigsäure sich verwandelt:

$$C_2H_6O + 2O = C_2H_4O_2 + H_2O.$$

Der Alkohol geht nicht unmittelbar in Essigsäure über, sondern zunächst durch Oxydation von 2 At. H zu Wasser in einen Körper, den man Aldehyd nennt ($C_2H_6O + O = C_2H_4 + H_2O$). Der Aldehyd verwandelt sich sodann durch Aufnahme von 1 At. O in Essigsäure ($C_2H_4O + O = C_2H_4O_2$).

Während dieses Vorgangs überziehen sich die genannten Flüssigkeiten mit einer dünnen, weißen Haut (Essigschimmel), die aus einer eigentümlichen Schimmelpflanze (Mycoderma aceti) besteht. Neben dieser stellt sich nach und nach als Ablagerung eine gallertartige Masse, die sogenannte Essigmutter, ein. Beschleunigt wird das Sauerwerden gegorener Flüssigkeiten dadurch, daß man denselben Körper zusetzt, die bereits in Oxydation begriffen, oder mit Essig imprägniert sind. Alle Substanzen, welche die Essigbildung aus Alkohol einzuleiten, fortzuführen und zu befördern vermögen, nennt man Essigfermente oder Essigbildner, z. B. Essig, mit Essig getränkte Körper, Essigpilz, Kleber, Hefe, Weintrester u. s. w.

β) Bedingungen der Entstehung der Essigsäure aus Alkohol. 1) Die alkoholische Flüssigkeit, das Essiggut, muß hinreichend verdünnt sein, sie darf nicht wohl über 10 % Alkohol enthalten; 2) die Temperatur darf nicht über 36° C. steigen und nicht unter 10—12° C. sinken; 3) die atmosphärische Luft muß gehörigen Zutritt zu der alkoholhaltigen Flüssigkeit haben; 4) es muß ein Essigferment gegenwärtig sein.

γ) Bereitung des Essigs. Durchschnittlich beträgt der Gehalt des Essigs an Essigsäure nur 2 bis 3 %; der sogenannte Doppelessig und der Essigsprit enthalten mehr davon, bis zu 13 %. Nach dem verschiedenen Ursprunge unterscheidet man gegenwärtig folgende Essigsorten: den Weinessig, Branntweinessig, Obstessig, Bieressig und Tafelessig. Die Bereitung des Essigs kann nach verschiedenen Methoden vorgenommen werden. 1) Nach dem älteren Verfahren (der Essigsiederei) ließ man die zur Essigbildung geeignete Flüssigkeit, wie Wein, Bier, Obstwein oder verdünnten Weingeist, in weiten, offenen Gefäßen an warmen Orten stehen, nachdem man etwas Hefe und Essig zugesetzt hatte.

2) Viel rascher kommt man nach dem neueren Verfahren, der sogenannten Schnellessigfabrikation, zum Ziel: die in Essig zu verwandelnde Flüssigkeit, das Essiggut, gewöhnlich mit H_2O verdünnten Branntwein, setzt man in großer Oberfläche der Luft aus; man füllt aufrechtstehende Fässer (Essigbilder, Essigständer) von c. 2 m Höhe und 1 m Durchmesser mit Hobelspänen, die man vorher mit Essig getränkt hat; das Essiggut, dem man stets Essig zusetzt, fließt durch einen durch-

löcherten Deckel tropfenweise auf die Späne und kommt dadurch mit viel Luft, welche durch Öffnungen, die im Faß eingebohrt sind, einströmt, in innige Berührung. Der sich im untern Teile des Fasses ansammelnde Essig fließt durch ein heberförmiges Rohr ab.

3) Auch durch trockene Destillation von Holz gewinnt man Essig, den sogenannten Holzessig, aus welchem der Tafelessig dargestellt wird.

d) Verfälschungen des Essigs und Prüfung desselben. Der Essig wird häufig mit Schwefelsäure und Salzsäure verfälscht, teils um ihn zu klären, teils um ihn saurer zu machen. Die erstere kann auf folgende Weise ausgemittelt werden. Man bedeckt ein Gefäß, in welchem H_2O siedet, mit einer weißen Untertasse, in der eine Auflösung von Zucker in H_2O enthalten ist. Fängt die Zuckerlösung eben an einzutrocknen, so fügt man einige Tropfen des zu prüfenden Essigs hinzu und siedet weiter, bis auch der Essig verdunstet. Enthält der Essig einen Zusatz von H_2SO_4, so erscheint der Zucker in der Untertasse schwarz gefärbt, reiner Essig dagegen verändert denselben nicht. Salzsäure erkennt man im Essig durch einen Zusatz von Höllensteinlösung; es scheidet sich sofort ein weißer Körper, der am Sonnenlichte bald dunkler wird, als Niederschlag aus.

c) Salze der Essigsäure. Wird in der Essigsäure ein Atom H durch Metall ersetzt, so entstehen die Essigsäuresalze oder Acetate. Man erkennt diese daran, daß sie, mit verdünnter H_2SO_4 erhitzt, Essigsäure-Dämpfe entwickeln, oder daran, daß sie, mit Weingeist und H_2SO_4 erwärmt, Essigäther geben, der sehr angenehm riecht.

Versuch. Ausführung dieser Reaktionen in einem Reagensglas, etwa mit Bleizucker!

Die wichtigsten essigsauren Salze sind folgende:

1) Essigsaures Blei, Bleizucker, Bleiacetat, $Pb(C_2H_3O_2)_2 + 3H_2O$; im großen durch Auflösen von Bleiglätte in Essig oder Essigsäure dargestellt, bildet große, farblose Krystalle, die an der Luft leicht verwittern, unangenehm süßlich schmecken und giftig sind; findet in der Arzneikunde und Färberei Anwendung.

Die wässerige Lösung des Bleizuckers löst beim Erwärmen gepulverte Bleiglätte auf, unter Bildung von basischen Salzen. Eine solche Lösung heißt Bleiessig. Eine verdünnte Auflösung von Bleiessig, mit Weingeist gemischt, heißt Goulard'sches Wasser, das als äußerliches Heilmittel Anwendung findet (nach dem Arzte Goulard, spr. Gulahr).

2) Essigsaures Kupfer. Das neutrale essigsaure Cu, $Cu\ (C_2H_3O_2)_2$, wird durch Auflösen von CuO in Essigsäure erhalten, krystallisiert in dunkelgrünen rhombischen Säulen und führt im Handel den Namen destillierter Grünspan. Der gewöhn-

liche Grünspan des Handels besteht aus basisch essigsaurem Kupfer und hat entweder eine grüne oder blaue Farbe.

Darstellung. Er wird im großen bereitet, indem man Kupferplatten unter Luftzutritt mit Essigsäure, oder sauren Weintrestern in Berührung bringt. Das sich oxydierende Cu verbindet sich nämlich mit der Essigsäure zu Grünspan, der die Platten allmählich in Form dicker Krusten überzieht, die man von Zeit zu Zeit abschabt. Die unter dem Namen Schweinfurter Grün bekannte schön hellgrüne Malerfarbe ist ein Doppelsalz von arsenigsaurem und essigsaurem Kupfer und kann aus arseniger Säure und Grünspan dargestellt werden.

Vergiftungsgefahren. Bleizucker, Grünspan und Schweinfurter Grün sind sehr giftig; bei der Verwendung dieser Stoffe ist daher große Vorsicht nötig. In Bezug auf den Grünspan sei bemerkt, daß sich derselbe sehr leicht bildet, wenn Kupfer mit fetten und sauren Stoffen unter Zutritt von Luft in Berührung kommt. Es ist daher bedenklich, in kupfernen Geschirren Speisen zu kochen und gefährlich, Nahrungsmittel in kupfernen Gefäßen längere Zeit aufzubewahren. Aus diesem Grunde pflegt man das Kupfer für den Küchengebrauch mit Zinn zu belegen, zu verzinnen, indem ein solcher Überzug einen vollkommenen Schutz gegen die Bildung von Grünspan gewährt. Was das Schweinfurter Grün betrifft, so ist zunächst gefährlich, es als Farbe für Gewebe zu benützen; denn da es nur sehr lose an denselben haftet, so stäubt es schon durch das Tragen solcher Kleider ab und kann dann eingeatmet werden. Ebenso ist diese Farbe als Anstrich auf Wänden und Tapeten für die Gesundheit der in solchen Räumen Wohnenden sehr nachteilig. Bekannt ist, daß sich in denselben, namentlich wenn die Wände feucht sind, ein widriger und Kopfschmerzen verursachender Geruch zeigt, der, nach der Ansicht vieler, von einer sich entwickelnden flüchtigen Arsenverbindung, wahrscheinlich Arsenwasserstoff, herrührt.

Übungsstoff. 1) Eine Vergleichung der geistigen Gärung und der Essigbildung[1]).

---

1) α) Gemeinsames. 1) Geistige Gärung und Essigbildung sind chemische Vorgänge, also Stoffänderungen, an organischen Verbindungen. 2) Beide Vorgänge gehen nur unter Einwirkung gewisser Körper, welche man Fermente nennt, vor sich. 3) Damit diese Vorgänge eintreten, müssen die betreffenden Körper hinreichend mit Wasser verdünnt sein, müssen eine entsprechende Temperatur haben (5—36°) und müssen dem ungehinderten Zutritt der atmosphärischen Luft ausgesetzt sein. 4) Beide sind für den Haushalt der Menschen sehr wichtige Vorgänge.

β) Unterschiede. 1) Die geistige Gärung ist die Spaltung gärungsfähiger Zuckerarten in Alkohol und Kohlensäure, also eine chemische Zersetzung und verläuft nach der Gleichung $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$ — die Essigbildung dagegen ist der Übergang von Alkohol in Essigsäure durch Aufnahme von O, ist also eine chemische Vereinigung, eine Oxydation und erfolgt nach der Gleichung $C_2H_6O + O_2 = C_2H_4O_2 + H_2O$ (der Ausdruck Essiggärung ist also nicht korrekt) 2) Die Gärung findet an zuckerhaltigen, die Essigbildung an gegorenen, wenig Alkohol enthaltenden Flüssigkeiten statt. 3) Das Ferment der

2) Wie erklärt es sich, daß eingemachte süße Früchte mit der Zeit sauer werden? Wodurch kann man dem Sauerwerden derselben vorbeugen?

3) In welcher Weise kann man aus Abfällen von Obst Essig erhalten?

4) Auf welche Weise erhält man Essig aus Stärke?

5) Die Bedeutung der Chemie für den Gerichtssaal? (Nachweis von Giften: Arsenik, Phosphor, Cyankalium 2c. in Leichenteilen; Erkennung von Blutspuren 2c., früher „Ordalien," jetzt Ergebnisse der Naturforschung.)

§. 53. Die Kleesäure, $H_2 \cdot C_2O_4 + 2H_2O$.

a) Eigenschaften. Die Klee- oder Oxalsäure bildet farblose, säulenförmige Krystalle, die geruchlos sind, stark sauer schmecken und an der Luft unter Verlust ihres Krystallwassers zu einem weißen Pulver zerfallen. Sie ist in Wasser und Weingeist löslich und giftig.

Mit H_2SO_4 erhitzt, zersetzt sie sich in H_2O, CO_2 und CO, wie folgende Gleichung zeigt:

$$(H_2C_2O_4 + 2H_2O) + H_2SO_4 = (H_2SO_4 + 3H_2O) + CO + CO_2.$$

Hiernach entzieht die Schwefelsäure der Kleesäure zunächst allen H in der Form von H_2O und der Rest C_2O_3 der Kleesäure zerfällt sodann in CO und CO_2.

b) Vorkommen und Darstellung. Mit K oder Ca verbunden, kommt die Kleesäure in vielen Pflanzen vor, namentlich im Sauerklee (Oxalis) und Sauerampfer. Früher gewann man sie aus dem Sauerklee, gegenwärtig stellt man sie gewöhnlich aus Zucker mittels HNO_3 dar.

c) Salze. Wird der Wasserstoff der Kleesäure durch Metalle ersetzt, so entstehen die Oxalsäuresalze oder Oxalate. Das bekannteste von diesen ist das saure kleesaure Kalium, das gewöhnlich Kleesalz oder Sauerkleesalz genannt wird, $KHC_2O_4 + H_2O$.

Aus dem Safte von Oxalis durch Eindampfen gewonnen; bildet farblose, schwerlösliche Krystalle und wird, wie die Säure selbst, zum Entfernen von Tinten- und Rostflecken aus weißer Wäsche angewandt. Die Kleesäure hat nämlich die Eigenschaft, sich mit Eisenoxyd und Eisenhydroxyd zu kleesaurem Eisen zu verbinden, welches farblos und leicht löslich ist, und sich daher wegwaschen läßt.

---

geistigen Gärung ist der Hefepilz, das der Essigbildung der Essigpilz. 4) Die Essigbildung findet bei höherer Temperatur statt, als die geistige Gärung. 5) Durch die geistige Gärung entstehen die verschiedenen geistigen Getränke, durch die Essigbildung entsteht der Essig. 6) Die Temperatur des Essiggutes steigt, weil bei jeder Oxydation Wärme erzeugt wird, bei der Gärung wird Wärme verbraucht.

Versuche. 1) Man bringe einige Tropfen Auflösung von Eisenvitriol auf Leinen und gieße dann Ammoniak darauf! Welche Erscheinung zeigt sich und wie erklärt sich dieselbe? Auf die so entstandenen Rostflecken bringe man nun eine wässerige Lösung von Kleesäure oder Kleesalz und erwärme das Zeug! Welche Wahrnehmung macht man jetzt?

2) Man löse ein wenig Gips in viel H_2O und setze zu dem klaren Gipswasser eine Lösung von Oxalsäure oder von oxalsaurem Ammonium! Welche Erscheinung tritt ein und wie erklärt sie sich? (Oxalsaures Ca ist in H_2O unlöslich; Oxalsäure ist das genaueste Reagens auf Kalk und Kalksalze.)

3) Wie wird man hiernach gewöhnliches H_2O auf seinen Gehalt an Calciumverbindungen zu prüfen haben? (Man bediene sich eines Glascylinders.)

§. 54. Die Weinsäure, $C_4H_6O_6$ oder $H_2 \cdot C_4H_4O_6$.

a) Eigenschaften. Die Weinsäure oder Weisteinsäure bildet große säulen- bis tafelförmige farblose Krystalle. Sie lösen sich leicht in Wasser und Weingeist; die Lösung schmeckt und reagiert stark sauer.

b) Vorkommen und Gewinnung. Findet sich teils im freien Zustande, teils in der Form saurer weinsaurer Salze, namentlich als Kalium- und Calciumsalz, in den Trauben und in den meisten sauren Früchten.

Aus dem Wein scheidet sich das saure weinsaure Kalium bei längerem Liegen in Form fester, brauner Krusten am Boden der Fässer als Weinstein aus, da sich dasselbe zwar in H_2O, nicht aber in alkoholhaltiger Flüssigkeit löst. Aus diesem sogenannten rohen Weinstein wird durch wiederholtes Umkrystallisieren der gereinigte Weinstein (Weinsteinrahm, Cremor tartări) hergestellt. Kocht man den gereinigten Weinstein mit kohlensaurem Ca, so wird derselbe in unlösliches, weinsaures Ca verwandelt, aus welchem durch H_2SO_4 die Weinsäure abgeschieden wird.

c) Salze. Die Weinsäure ist zweibasisch. Werden in ihr 2 Atome H durch Metalle vertreten, so entstehen die weinsauren Salze oder Tartrate. Die wichtigsten derselben sind:

1) Das neutrale weinsaure Kalium, $K_2C_4H_4O_6$.

2) Das saure weinsaure Kalium oder der Weinstein, $KHC_4H_4O_6$.

3) Das weinsaure Kalium-Natrium oder Seignettesalz, $KNaC_4H_4O_6$.

4) Das weinsaure Antimonoxyd-Kalium oder der Brechweinstein, $KSbOC_4H_4O_6$. Der Brechweinstein wird durch Kochen des Weinsteins mit Antimonoxyd dargestellt, ist in H_2O löslich, hat einen süßen ekelhaften Geschmack und wirkt brechenerregend.

§. 55. Die Gerbsäuren oder Gerbstoffe.

a) Eigenschaften. Diese haben einen herben, zusammenziehenden (adstringierenden) Geschmack. Der bekannteste und am häufigsten vorkommende von diesen Stoffen ist die Eichengerbsäure oder das Tannin, $C_{27}H_{22}O_{17}$.

Diese findet sich in der Eichen- und Tannenrinde, besonders aber in den Galläpfeln. Aus diesen dargestellt, erscheint sie als gelbes Pulver. Die Gerbsäure ist geruchlos, schmeckt herb und zusammenziehend, reagiert sauer, löst sich leicht in H_2O, schwer in Alkohol, gibt mit Eisenoxydsalzen eine tief violettblaue bis schwarze Verbindung von gerbsaurem Eisen, Tinte genannt, und bildet mit tierischen Häuten eine feste, zähe, der Fäulnis trotzende Verbindung, das Leder. Man benützt die Gerbsäure innerlich und äußerlich als Heilmittel, in der Färberei und Gerberei und zur Bereitung von Tinte.

b) Zersetzungen. Beachtenswert sind einige Zersetzungsprodukte der Gerbsäure.

1) Läßt man dieselbe nämlich, mit H_2O befeuchtet, längere Zeit an einem warmen Orte stehen, so geht sie durch Aufnahme von O und gleichzeitiger Abgabe von CO_2 in Gallussäure, $C_7H_6O_5$, über. Diese ist besonders dadurch ausgezeichnet, daß sie Gold- und Silberlösungen zu Metall reduziert.

2) In noch höherem Grade besitzt letztere Eigenschaft die Pyrogallussäure, $C_6H_6O_3$; dieselbe erhält man durch Sublimation der Gallussäure in der Form weißer Blättchen oder Nadeln, die sich leicht in H_2O lösen. Ihrer reduzierenden Eigenschaft wegen findet sie in der Photographie Anwendung.

Versuch. Man übergieße pulverisierte Galläpfel mit Weingeist und lasse einige Tage stehen. Von der erhaltenen Galläpfeltinktur gieße man einige Tropfen zu einer Lösung von Eisenvitriol! Welche Erscheinung tritt ein?

Die Tinte.

Die gewöhnliche schwarze Schreibtinte besteht im wesentlichen aus einem festen Körper, dem gerbsauren Eisenoxyd, das durch arabisches Gummi in der Flüssigkeit schwebend gehalten wird. Solche Galläpfeltinte oder Gallustinte kann man auf verschiedene Weise darstellen, z. B. man übergießt 6 Tl. zerstoßene Galläpfel, 4 Tl. Eisenvitriol und 4 Tl. arabisches Gummi mit 50 Tl. kochendem H_2O und 50 Tl. Essig und läßt das Ganze, indem man es öfter umschüttelt, etwa 8 Tage an einem warmen Orte stehen. Zusatz einiger Tropfen Kreosot verhindert die Schimmelbildung.

Die sogenannte Chromtinte erhält man aus 1000 Tl. Blauholzabkochung (1 Tl. Holz auf 8 Tl. Wasser) und 1 Tl. gelbem chromsaurem Kalium, wozu man etwas Quecksilberchlorid setzt.

Zur Bereitung der sogenannten Alizarintinte zieht man 42 Tl.

Galläpfel und 3 Tl. Krapp mit Wasser aus, so daß 120 Tl. Flüssigkeit entstehen; zu dieser setzt man 1,2 Tl. Indigolösung, 5,2 Tl. Eisenvitriol und 2 Tl. holzessigsaure Eisenlösung.

Schöne rote Tinte erhält man, indem man 2 dg Carmin in 15 g Ammoniak löst und dazu eine Lösung von 1 g arabisches Gummi in 50 g Wasser setzt.

Fragen. 1) Kann man alle Tintenflecken mit Kleesalz beseitigen? Wenn nicht, warum?

2) Welche Wahrnehmung macht man, wenn man mit einem eisernen Instrument in Eichenrinde oder frisches Eichenholz schneidet?

3) Welche Rolle spielen die Gerbstoffe (Tannin) in den Pflanzen? (Sie sind ein Schutzmittel der Pflanzen gegen die Tiere, z. B. gegen die Schnecken, für welche diese Stoffe giftig sind. Ohne diesen Schutz würden manche Pflanzen, Hülsenfrüchtler, Klee, Erdbeere, von den Schnecken ausgerottet werden.)

§. 56. Andere organische Säuren.

1) Die Palmitinsäure, $C_{16}H_{32}O_2$ und Stearinsäure, $C_{18}H_{36}O_2$, kommen gebunden an Glycerin in den meisten Fetten vor; daraus abgeschieden, bilden sie feste, fett anzufühlende krystallinische Blättchen.

2) Die Ölsäure oder Oleïnsäure (Elainsäure), $C_{18}H_{34}O_2$, eine ölartige, farb- und geruchlose Flüssigkeit, die namentlich in den flüssigen Fetten enthalten ist.

3) Die Milchsäure, $C_3H_6O_3$; findet sich im Magensaft, in saurer Milch, in Sauerkraut und sauren Gurken; in den letzteren Körpern ist sie das Produkt der Gärung von Zucker.

4) Die Buttersäure, $C_4H_8O_2$, findet sich im Johannisbrot, im Schweiß und insbesondere neben anderen Säuren, an Glycerin gebunden, in der Butter; sie bildet sich bei vielen Gärungsprozessen und kommt daher häufig unter den Produkten derselben, sowie im Sauerkraut, in sauren Gurken u. s. w. vor.

5) Die Ameisensäure CH_2O_2, kommt vor in den Ameisen, in den Giftblasen der stechenden Insekten, in den Brennhaaren der Nesseln und in den Fichtennadeln.

6) Die Karbolsäure (oder das Phenol), C_6H_6O, bildet sich bei der trocknen Destillation organischer Stoffe und findet sich daher auch im Steinkohlenteer, aus dem sie durch Destillation gewonnen wird.

Sie krystallisiert in langen, farblosen Nadeln, die jedoch leicht an der Luft eine rötliche Färbung annehmen. Eine sehr geringe Menge von H_2O bewirkt, daß sie nicht krystallisiert und dann als eine ölartige

Flüssigkeit erscheint, die sich am Lichte braun färbt. Das Phenol hat einen durchdringenden Rauchgeruch, schmeckt brennend, ist in H_2O schwer, in Alkohol und Äther leicht löslich und wirkt als heftiges Gift. Es besitzt in hohem Grade die Eigenschaft, die Fäulnis organischer Stoffe zu verhindern und hat daher als Konservier- und Desinfektionsmittel eine große Bedeutung. Im Handel führt es häufig den Namen Kreosot.

7) Die Salicylsäure, $C_7H_6O_3$. Dieselbe hat ihren Namen von Salix, d. i. Weide, erhalten, weil man sie aus dem Weidenbitter oder Salicin darstellen kann.

Fabrikmäßig gewinnt man sie gegenwärtig auf folgende Weise: Man verdampft Ätznatronlösung mit Phenol zur Trockne und erhitzt das so dergestellte Natriumphenol unter Überleiten von CO_2 auf 170 bis 200°, wobei salicylsaures Natron und Phenol entsteht. Letzteres destilliert über, ersteres wird in warmem H_2O gelöst und mit HCl zersetzt. Durch Umkrystallisieren aus Alkohol kann die sich ausscheidende Salicylsäure gereinigt werden. Dieselbe kommt teils in Form eines weißen Pulvers, teils in Form zarter, weißer Krystallnadeln in den Handel. In kaltem H_2O löst sie sich wenig, in heißem leichter, im Alkohol und Äther leicht. Die Salicylsäure verhindert Fäulnis- und Gärungsvorgänge, tötet Pilze und Infektionskeime (wirkt, wie man sich auszudrücken pflegt, antiseptisch), und wird daher in der Medizin und Chirurgie, zur Konservierung von Fleisch, Wein, Bier, Milch, eingemachten Früchten u. s. w. verwendet. Vor dem ähnlich wirkenden Phenol hat sie den Vorzug, daß sie nicht ätzend wirkt, geruchlos ist und, innerlich genommen, keine giftigen Wirkungen ausübt.

Fragen. Welche Bedeutung haben manche Pflanzensäuren für die Pflanzen? (Sie sind Schutzmittel derselben gegen die den Pflanzen nachstellenden Tiere: Oxalsäure des Sauerampfers und Sauerklees. Ameisensäure der Brennhaare der Nesseln.)

Vierte Gruppe. Die Fette.

Die Fette sind salzartige Verbindungen der Palmitin-, Stearin- und Ölsäure mit Glycerin. Man unterscheidet flüssige Fette oder Öle und feste Fette. Die letzteren enthalten hauptsächlich Stearin- und Palmitinsäure; die ersteren außerdem vorherrschend Ölsäure.

§. 57. Die wichtigsten Fette.

Die Fette kommen sowohl in den Pflanzen-, als auch in den Tierkörpern vor, so daß man sie nach ihrem Ursprunge in Pflanzen- und Tierfette einteilen kann. Bei den Pflanzen finden sie sich hauptsächlich in dem Samen, selten in den Wurzeln und anderen Teilen. Bei den Tieren kommen sie vorzüglich im Zellgewebe und in besonderen Höhlen des Körpers vor.

Feste Planzenfette sind: Kakaobutter, Muskatbutter, Palmöl (Palmbutter), Kokosnußtalg.

Flüssige Pflanzenfette: Leinöl, Mohnöl, Wallnußöl, Baum- oder Olivenöl, Rapsöl, Buchö', Ricinusöl.

Zu den festen Tierfetten gehören: Rinds- und Hammeltalg, Schweineschmalz, Gänsefett, Butter.

Flüssige Tierfette sind: Leberthran, Fischthran, Klauenfett, Eieröl.

§. 58. Die Eigenschaften der Fette.

a) Eigenschaften. Alle festen Fette sind sehr leicht schmelzbar und werden schon unter 100° flüssig. Die Fette sind in H_2O unlöslich, nur wenige lösen sich in Weingeist, dagegen sind sie in Äther und Benzin löslich. Leichter als H_2O, schwimmen sie auf demselben. Rührt man Öl mit einem dicken Schleim von Gummi oder mit Eiweiß an und setzt dann Wasser zu, so bleibt das Öl in Gestalt mikroskopisch kleiner Tröpfchen in demselben verteilt (suspendiert). Die erhaltene Flüssigkeit nennt man eine Emulsion und diese hat das Ansehen von Milch (Mandelemulsion!). Ganz reine Fette sind im frischen Zustande geruch- und geschmacklos. Von porösen Körpern werden sie begierig aufgesaugt; auf Papier erzeugen sie einen Fettfleck (sie machen dasselbe transparent), der beim Erwärmen nicht verschwindet, da die Fette nicht flüchtig sind.

Versuche. 1) Man löse etwas Fett (einen Tropfen Olivenöl, ein Stück Talg ꝛc.) in einem Probierglase mittels Benzin oder Äther! (Entfernung von Fettflecken aus Kleidern!)

2) Man stelle aus einer Lösung von Gummi Arabikum und Olivenöl eine Emulsion dar!

b) Zersetzungen. Hierüber sei folgendes bemerkt:

1) An der Luft nehmen die Fette O auf. Infolge dieser langsamen Verbrennung erhalten sie einen unangenehmen Geruch und Geschmack (werden ranzig).

2) Durch trockne Destillation werden sie zersetzt und liefern neben anderen Destillationsprodukten das Akroleïn, einen flüchtigen Stoff von höchst penetrantem, Nase und Augen stark reizendem Geruch. Dieser Körper ist auch in dem Dampf enthalten, der sich bildet, wenn der Docht eines ausgelöschten Talglichtes fortglimmt.

3) Bringt man die Fette mit Alkalien, Zinkoxyd oder Bleioxyd zusammen, so zerfallen sie unter Aufnahme von H_2O in Glycerin und Säure; ersteres bleibt im freien Zustande, die abgeschiedenen Fettsäuren dagegen vereinigen sich mit den vorhandenen Basen zu Salzen. Diese Zersetzung nennt man Verseifung. Die Kali- und Natronsalze der Fettsäuren nennt man Seifen, die Bleisalze Pflaster.

4) Erhitzt man die Fette in glühenden Röhren, so erhält man das *Ölgas*, ein Gemenge von C_2H_4, CH_4, CO, H und anderen luftförmigen Körpern.

5) Durch Verbrennen zersetzen sie sich in CO_2 und H_2O.

Versuche. 1) Man erhitze ein Stückchen Stearin in einem Porzellantiegel über einer Flamme; die entstehenden Gase und Dämpfe entzünden sich und brennen mit hellleuchtender Flamme.

2) In einem Probierglase bringe man 4 Teile Olivenöl und einen Teil Ammoniak zusammen; die Masse erstarrt (Ammoniakseife, flüchtiges Liniment, Opodeldok).

§. 59. Die Anwendung der Fette.

Die Fette sind für den Menschen ungemein wichtig. Man benützt dieselben nämlich als *Nahrungsmittel*, als *Arzneimittel*, als *Beleuchtungsmaterial*, zur Darstellung von *Seifen*, *Pflastern* und *Salben*, zur Bereitung von *Firnissen* und *Ölfarben* u. s. w.

Die Seifen.

Die Fette zersetzen sich nach dem vorigen § in Glycerin und Fettsäuren, wenn man dieselben mit starken Basen, z. B. Kalium- und Natriumlauge, erhitzt. Hiebei verbinden sich die Fettsäuren mit den vorhandenen Basen zu Salzen, die man *Seifen* nennt, während das Glycerin unverbunden bleibt. Wird z. B. Rindstalg, der neben Glycerin Palmitin-, Stearin- und Ölsäure enthält, mit Natronlauge gekocht, so erhält man ein Gemenge von palmitinsaurem, stearinsaurem und ölsaurem Natrium einerseits und andererseits Glycerin. *Die gewöhnlichen Seifen sind demnach Gemenge der Kalium- und Natriumsalze der in den verseiften Fetten enthaltenen Säuren.*

Den Vorgang der *Verseifung* veranschaulicht folgendes Schema:

Talg:

Palmitinsäure }
Stearinsäure } + Glylerin + Kalilauge = stearinsaures } Kalium + Glycerin.
Oleïnsäure }

(palmitinsaures, stearinsaures, oleïnsaures } Kalium + Glycerin.)

Man unterscheidet hauptsächlich zwei Sorten von Seifen, nämlich *weiche* Seifen, die sogenannten *Schmierseifen*, die Kalium enthalten, und *harte* Seifen, *Kernseifen*, in denen Natrium vorkommt (Kalium- und Natriumseifen).

Die unter dem Namen *Opodeldok* häufig zu Einreibungen verwendete Masse ist auch eine Art Seife und enthält Seife, Ammoniak, Kampher und wohlriechende Öle.

Die *Wirkungsweise* der Seife beruht darauf, daß die neutralen Alkalisalze der Fettsäuren bei ihrer Auflösung in H_2O sich in Alkali und schwer lösliche, schäumende, saure fettsaure Salze zersetzen; ersteres

nimmt die Unreinigkeiten weg, indem es sie löst, die letzteren nehmen Fett auf, und wirken dadurch ebenfalls reinigend.

Versuche. 1) Man löse Seife in destilliertem Wasser! Der entstehende Schaum enthält das sich bildende schwerlösliche fettsaure Alkalisalz.

2) Man versetze eine kleine Lösung von Seife in destilliertem Wasser mit einer Chlorcalciumlösung: es entsteht ein weißer flockiger Niederschlag von unlöslicher Kalkseife. — Im Brunnenwasser lösen sich die Seifen nicht klar auf, da es Kalksalze enthält, die erst durch einen Teil der Seife ausgefällt werden. Erst dann, wenn dies vollständig geschehen ist, tritt Schaum auf (hartes Wasser unvorteilhaft zum Waschen; Bestimmung des Härtegrades des Wassers!).

Fünfte Gruppe. Die organischen Basen.

a) Eigenschaften. Die organischen Basen oder Alkaloide sind Verbindungen, die sich mit Säuren zu Salzen verbinden. Sie enthalten außer C und H stets N, meist auch O. Schon in geringer Menge wirken sie giftig auf den Organismus, doch werden sie in kleiner Dosis als wirksame Arzneimittel angewandt.

b) Die wichtigsten Alkaloide.

I. Sauerstoffreie Alkaloide.

1) Das Coniin, in allen Teilen des gefleckten Schierlings (Conium maculatum), am reichlichsten im reifen Samen, ein farbloses, sehr giftiges Öl.

2) Das Nikotin, in Blättern und Samen der Tabaksorten (Nicotiana rustica, tabacum) enthalten, ein farbloses sehr giftiges Öl.

II. Sauerstoffhaltige Alkaloide.

a) Die Basen des Opiums.

Das Opium, der eingetrocknete Milchsaft aus den halbreifen Samenkapseln des Schlafmohns (Papaver somniferum), wird erhalten, indem man diese oberflächlich ritzt. In ihm finden sich folgende Alkaloide:

1) Das Morphin oder Morphium, eines der wichtigsten Arzneimittel. Es bildet kleine farblose, glänzende Prismen von schwach bitterem Geschmacke und wird sowohl rein als auch in Form des salzsauren und essigsauren Morphins offizinell angewandt. In kleinen Mengen genommen, wirkt es schmerzstillend und schlafbringend (hypnotisch) und nervenberuhigend (narkotisch), in größerer Menge aber tödlich[1]).

2) Das Papaverin, 3) das Narkotin, 4) das Codeïn ꝛc.

1) Das Opium ist für die Bewohner Asiens und leider auch in neuester Zeit für viele Gebildete aller Nationen zu einem unentbehrlichen Genußmittel ge-

b) Die Basen der Chinarinden.

In den Rinden der Chinabäume (Cinchonaceen), welche in Südamerika einheimisch sind, kommen verschiedene Alkaloide vor, welche unentbehrlich als Heilmittel gegen Wechselfieber sind, nämlich:

1) Das Chinin, bildet kleine, farblose Prismen von bitterem Geschmacke und wird als schwefelsaures (Chininum sulfuricum), salzsaures (Ch. muriaticum) und valeriansaures Chinin (Ch. valerianicum) vielfach in der Medizin als fiebervertreibendes Mittel benützt[1]). Das schwefelsaure Chinin löst sich in angesäuertem Wasser zu einer prachtvoll blau schillernden (fluorescierenden) Flüssigkeit, die zu physikalischen Experimenten benützt wird.

2) Das Cinchonin, 3) das Chinidin ꝛc.

c) Die Basen der Strychnosarten.

In den Früchten und anderen Teilen der Strychnosarten — in den Krähenaugen oder Brechnüssen (den goldgelben, orangeähnlichen Früchten des ostindischen Brechnußbaumes, Strychnos nux vomica), in den Ignatiusbohnen (den Früchten des auf den Philippinen heimischen Schlingstrauches Strychnos Ignatii) ꝛc. — finden sich folgende sehr giftige Basen:

1) Das Strychnin, krystallinisch, von höchst bitterem Geschmacke, das stärkste aller Pflanzengifte, verursacht schon in geringen Mengen den Tod unter den Erscheinungen des Starrkrampfes.

2) Das Brucin, krystallinisch, bitter, weniger giftig als das vorige[2]).

d) Die Basen des Kaffees, Thees und der Schokolade.

1) Das Kaffeïn (oder Coffeïn) ist der charakteristische Bestandteil der Kaffeebohnen, bildet seidenglänzende Prismen von bitterlichem Geschmacke und bewirkt, schon in kleinen Dosen eingenommen, Aufregung, Schlaflosigkeit, Zittern und Herzklopfen. Die Wirkung des Kaffees hängt von seinem Gehalt an Kaffeïn ab.

2) Das Theïn, isomer mit dem Kaffeïn, der charakteristische Bestandteil der Theeblätter und hat die Eigenschaften des Kaffeïns.

3) Das Theobromin ist in den Kakaobohnen, den Samen der gurkenähnlichen Früchte des Kakaobaumes (Theobroma cacao) enthalten.

---

worden (Opiumraucher, Opiumesser, Morphophagen), wie etwa der Alkohol und das Haschisch (letzteres für Afrika und Kleinasien). Länger genossen wird es aber zu einem das Nervensystem stark zerrüttenden Dämon.

1) Dem bei Fieberkrankheiten die Körperwärme erheblich herabsetzenden Chinin ist in neuerer Zeit ein gefährlicher Rivale und Konkurrent erwachsen in Gestalt des von Knorr dargestellten Antipyrin, das namentlich gegen das Influenza-Fieber angewandt wird.

2) Die berüchtigten Pfeilgifte der Malayen werden aus verschiedenen Strychnosarten, besonders aus dem Upasbaum (Strychnos Tieuté) auf Java dargestellt, und das so rasch tötende Princip derselben ist eben Strychnin. Ebenso wird auch das furchtbare Curare-Pfeilgift der Indianer Guyanas aus Strychnosarten gewonnen.

Die Kakaobohnen enthalten: Theobromin, 40—50 % Kakaobutter (ein mild schmeckendes Fett), Gerbsäure, Lagumin und etwas Stärkemehl. Durch Entschälen, Rösten und Zerreiben der Bohnen erhält man den Kakao, aus dem man durch Zusatz von Zucker und Gewürz die Schokolade darstellt.

e) Verschiedene andere Alkaloide.

1) Das Atropin, in allen Teilen der Tollkirsche (Atropa Belladonna), des Stechapfels (Datura Stramonium) und des schwarzen Nachtschattens (Solanum nigrum) enthalten, ist krystallinisch, unangenehm bitter, sehr giftig und bewirkt, in kleinster Menge angewendet, starke Pupillenerweiterung (Augenheilkunde!).

2) Das Hyoscyamin, im Kraut und Samen des Bilsenkrautes (Hyosciamus niger und albus), wirkt dem Atropin analog.

3) Das Colchicin, in der Herbstzeitlose (Colchicum autumnale).

4) Das Veratrin, im Wurzelstocke der weißen Nießwurz (Veratrum album); als Staub in die Nase gebracht, bewirkt es starkes Nießen.

5) Das Aconitin, in Kraut und Samen vom Sturmhut (Aconitum Napellus), ein heftiges Gift.

6) Das Piperin, in den Früchten der tropischen Pfefferarten.

7) Das Cocaïn, in den Blättern des peruanischen Cocastrauches (Erythroxylon coca), die von den Einwohnern Südamerikas als narkotisches Genußmittel gekaut werden; das Cocaïn ist für Nasen und Schlundoperationen ein hochschätzbares Anästhetikum.

Übungsstoff. Die Pflanzen als Fabrikstätten zur Erzeugung ebenso gefährlicher Gifte als wirksamer Arzneimittel!

Sechste Gruppe. Die Bitterstoffe.

Es gibt eine Reihe von Körpern, die den Alkaloiden in der Zusammensetzung ähnlich sind und in vielen Pflanzen vorkommen. Ihres bitteren Geschmackes wegen nennt man sie Bitterstoffe. Charakterisiert sind sie noch dadurch, daß sie unter dem Einfluß gewisser Stoffe in Traubenzucker und andere Körper sich spalten (deshalb heißen sie auch Glycoside). Erwähnt seien:

1) Das Amygdalin, $C_{20}H_{27}NO_{11} + 3H_2O$, welches in den bitteren Mandeln, in den Kirschlorbeerblättern und in den Kernen der Steinfrüchte sich vorfindet, wird in Gestalt glänzender, weißer Krystallschuppen aus den bitteren Mandeln gewonnen. Durch einen eigentümlichen, in den bitteren und süßen Mandeln enthaltenen Stoff, den man Emulsin nennt, zerfällt das Amygdalin bei Gegenwart von H_2O in Zucker, Bittermandelöl und Blausäure.

$$C_{20}H_{27}NO_{11} + 2H_2O = 2C_6H_{12}O_6 + C_7H_6O + HCN.$$

2) Das Äskulin, in der Rinde der Roßkastanie (Aesculus hippocastănum).

3) Das Daphnin, in der Rinde des Seidelbastes (Daphne Mezereum).

4) Das Digitalin, in allen Teilen des roten Fingerhutes (Digitalis purpurea), giftig.

5) Das Helleborin, in den Wurzeln der Nießwurz (Helleborus viridis, niger).

6) Das Lupulin, in den Hopfendolden.

7) Das Salicin, in Rinde und Blatt der Weidenarten (Salix).

8) Das Solanin, in den verschiedenen Nachtschattenarten (Solaneen), auch in den Keimen der Kartoffel.

Übungsstoff. Die Bedeutung der Bitterstoffe für das Leben der Pflanzen! (Schutzmittel gegen Tierfraß.)

Siebente Gruppe. Die ätherischen Öle.

Eigenschaften. Außer den fetten Ölen findet sich noch eine andere Art von Ölen in den Blüten, Früchten und Blättern der Pflanzen, die man flüchtige oder ätherische Öle nennt. Flüchtig heißen sie, weil sie nach und nach verdampfen. Die flüchtigen Öle sind in der Regel die Ursache des eigentümlichen Geruches der verschiedenen Pflanzenteile und kommen in der Pharmacie, Kosmetik und Technik zur Anwendung. Als besonders bemerkenswert seien erwähnt:

1) Terpentinöl, $C_{10}H_{16}$, welches aus dem Harze, dem Terpentin, das unsere Nadelhölzer absondern, durch Destillation gewonnen wird (die harzigen Stoffe, das Fichtenharz, bleiben zurück), ist ein farbloses, durchsichtiges Öl von eigentümlichem Geruche. Es findet Anwendung als Heilmittel, zur Bereitung von Firnissen und Ölfarben. Gereinigtes und mit Weingeist verdünntes Terpentinöl wurde früher unter dem Namen Kamphin zur Beleuchtung benützt.

2) Kampher, $C_{10}H_{16}O$, ist im Holze des Kampherbaumes, der in China und Japan vorkommt, enthalten, und wird durch Sublimation aus demselben gewonnen. Der Kampher ist bei gewöhnlicher Temperatur eine feste, weiße krystallinische Masse, die brennend schmeckt und durchdringend riecht; er wird in der Medizin (Kampherspiritus, Opodeldok) und als Schutzmittel gegen Motten benützt. Auch dient er zur Darstellung des Celluloids.

3) Anisöl (Samen von Anis, Pimpinella Anisum).

4) Bergamottöl (Schale von Citrus bergamia).

5) Fenchelöl (Fenchel, Föniculum officinale).

6) Kamillenöl (Kamille, Matricaria Chamomilla).

7) Kümmelöl (Früchte von Kümmel, Carum carvi).

8) Lavendelöl (Blätter von Lavendel, Lavandula off.).

9) Nelkenöl (Gewürznelken, Cariophyllus aromaticus).

10) Pfefferminzöl (Blüte von Pfefferminze, Mentha piperita).

11) Rosmarinöl (blühendes Kraut von Rosmarin, Rosmarinus).

12) Rosenöl (Rosenblüten).

Gewürze. Es sind dies verschiedene Pflanzenteile, die sich durch einen starken, mehr oder weniger angenehmen Geruch und scharfen, zuweilen feinen Geschmack auszeichnen, dessen Ursache meistens ein Gehalt an ätherischen Ölen ist.

In der Haushaltung kommen am meisten die folgenden Gewürze in Anwendung: Pfeffer, Zimmt, Nelken, Muskatnuß, Kardomom, Vanille 2c.

Chemisch verwandte Körper. Im Anschluß an die ätherischen Öle mögen noch folgende Stoffe erwähnt werden:

1) Das Petroleum (Stein- oder Erdöl), das auch zu den flüchtigen Ölen gerechnet wird. Dasselbe ist keine einfache Verbindung, sondern ein Gemenge vieler Kohlenwasserstoffe. Das rohe Steinöl muß gereinigt werden. Das Raffinieren erfolgt oft nur durch einfache Destillation, zuweilen nach vorheriger Behandlung mit Natron und H_2SO_4. Der flüchtigere unter 120° überdestillierende Teil wird unter dem Namen Naphta oder Ligroin in den Handel gebracht. Dasselbe ist wegen seiner großen Flüchtigkeit und leichten Entzündlichkeit sehr feuergefährlich und kann zur Beleuchtung nur in Lampen von besonderer Konstruktion verwendet werden. Das als Lampenöl benützte Petroleum siedet bei 150° und hat das spez. Gewicht 0,81. Es ist eine hellgelbliche, bläulich schillernde Flüssigkeit, die sich nicht mit H_2O und Alkohol mischt, aber mit Äther und CS_2.

2) Das Paraffin. Es kommt natürlich vor (in Rohpetroleum, im Ozokerit des Kaspisees und galizischen Erdwachs, welche Stoffe auf Paraffin verarbeitet werden), bildet sich aber auch bei der trockenen Destillation von Torf und Braunkohle (wobei man neben Paraffin auch flüssige Stoffe: Photogen, Solaröl 2c. erhält). Im reinen Zustande ist es eine weiße, durchscheinende, wachsähnliche, sich zart fettig anfühlende Masse, die vorzugsweise zur Fabrikation von Kerzen benützt wird. Gegen chemische Einwirkungen ist das Paraffin sehr indifferent, daher sein Name[1]).

Fragen. 1) Die Bedeutung der ätherischen Öle für das Pflanzenleben! (Sind Lockmittel für Insekten, Schutzmittel gegen Tierfraß, schützen die betreffenden Gewächse vor dem Vertrocknen durch Herabsetzung der Verdunstung.)

2) Die Bedeutung der ätherischen Öle für den Menschen!

---

1) Vom lat. parum, wenig, und affinis, verwandt, also: wenig verwandt.

Achte Gruppe. Die Harze.

Die meisten ätherischen Öle werden bei längerer Berührung mit Luft durch Aufnahme von O dickflüssig und zähe und bilden schließlich einen festen Körper. Derselbe Vorgang findet in der Natur statt, die Produkte solcher Veränderungen sind die Harze. Sie heißen Balsame, wenn sie weich, Hartharze, wenn sie hart sind, und Gummiharze, wenn sie Pflanzenschleim oder Gummi enthalten. Die Harze sind unlöslich in H_2O, löslich in Weingeist. Bei höherer Temperatur schmelzen sie und zersetzen sich.

a) Weichharze oder Balsame.

1) Der Terpentin. Derselbe ist ein Gemenge von Terpentinöl und Harz, fließt aus der verletzten Rinde der Pinusarten und ist dickflüssig, zähe und schwach gebräunt. Destilliert man Fichtenharz ohne H_2O, so bleibt ein fester, spröder Körper, das Kolophonium, zurück, während Terpentinöl entweicht. Durch Schmelzen geringerer Sorten von Fichtenharz erhält man das schwarze Pech oder Schusterpech.

2) Der Kanadabalsam, ein farbloses, wohlriechendes Weichharz, das durch Einschnitte in die Rinde der nordamerikanischen Balsamtanne (Abies balsamĕa) gewonnen wird.

3) Der Perubalsam, eine braune, ölige, vanilleartig riechende Flüssigkeit, welche zur Bereitung von Parfümerien und Pomaden benützt und aus dem Stamme des südamerikanischen Balsambaumes (Myroxylon pubescens) gewonnen wird.

b) Hartharze.

1) Der Gummilack. Derselbe fließt aus den Zweigen verschiedener ostindischer Gewächse (z. B. des Gummilackbaumes, mehrerer Feigenbäume ꝛc.), nachdem in deren Rinde eine kleine Blattschildlaus (Coccus lacca) Stiche gemacht hat und erhärtet. Der Gummilack heißt, noch an den Zweigen sitzend, Stocklack, davon abgelöst Körnerlack, gereinigt und in dünne Tafeln geschmolzen Schellack, durch Chlor gebleicht gebleichter Schellack. Dieser ist braun, durchscheinend, leicht schmelzbar und in Weingeist löslich. Mit Terpentin und Mineralfarben, besonders Zinnober, zusammengeschmolzen, bildet er das Siegellack; außerdem wird er zur Herstellung von Firnissen und der Tischlerpolitur benützt.

2) Die Aloë, der verdickte Saft verschiedener Aloëarten (Aloë socotrina), ist eine braune Masse von widrigem Geruche und bitterem Geschmacke.

3) Das Benzoëharz, der aus Rinde und Holz des Benzoëbaumes (Benzoin officinale, Sundainseln) ausfließende Milchsaft, der an der Luft zu bernsteinfarbigen, angenehm vanilleartig riechenden Körnern erhärtet, die namentlich zur Bereitung von Räuchermitteln dienen.

4) Der Kopal, ein blaßgelbes, durchsichtiges Hartharz von großem Glanze, aus der Rinde verschiedener Bäume Ost- und Westindiens ausfließend. Er liefert den geschätzten Kopallack.

5) Der Mastix, der Sandarak ꝛc., sind dem Kopal ähnliche Hartharze, bestehen aus weißen oder hellgelben Körnern und dienen zur Bereitung von Firnissen ꝛc.

6) Das Guajakharz, ein aus dem Holze des Guajakbaumes (Guajacum officinale) in Westindien gewonnenes Harz von brauner Farbe.

7) Das Drachenblut, ein dunkelrotbraunes Harz aus dem Drachenbaum (Dracaena draco).

8) Fossile Harze: Bernstein und Asphalt.

c) Gummi- oder Schleimharze.

1) Der Weihrauch (Olibanum) ist der eingetrocknete Milchsaft des indischen Weihrauchbaumes (Boswellia serrata) oder der abyssinischen Papierboswellie (B. papyrifera) und bildet gelblichweiße spröde Körner; Räuchermittel.

2) Die Myrrhe, der eingetrocknete Milchsaft des Myrrhenbaumes (Balsamodendron myrrha) Arabiens, ist gelb bis braunrot, riecht balsamisch und wird als Arzneimittel und zum Räuchern benützt.

3) Das Gummigut, der eingetrocknete Milchsaft verschiedener ostindischer Bäume, enthält einen gelben Farbstoff und dient deshalb als Malerfarbe.

4) Stinkasant (Teufelsdreck, Asa foetida), der erhärtete, höchst übelriechende Milchsaft einer in Persien heimischen Umbellifere (Ferula Asa foetida); Arzneimittel.

Den Harzen ähnliche Stoffe sind:

1) Der Kautschuk oder das Federharz (Gummi elasticum). Es ist der eingetrocknete Milchsaft, welcher aus mehreren in Ostindien und Südamerika wachsenden Bäumen ausfließt. Dasselbe ist bei gewöhnlicher Temperatur weich und elastisch, in der Kälte hart, aber nicht spröde, an der Luft unveränderlich, in Wasser und Alkohol vollkommen unlöslich, in Schwefelkohlenstoff und Chloroform dagegen leicht löslich und wird durch Wasserdampf, Chlor, verdünnte Säuren und Alkalien nicht verändert. Vulkanisierter Kautschuk bleibt auch in niedriger Temperatur elastisch. Durch Zusatz von S und anderen Stoffen, wie Thon, Schwerspat und Kreide, wird der Kautschuk in eine hornartige, schwarze Masse, Hartgummi oder Ebonit genannt, verwandelt.

2) Die Guttapercha wird aus dem Milchsafte von Isonandra Gutta, einem Baume Ostindiens, gewonnen und hat dem Kautschuk ähnliche Eigenschaften. Dieselbe ist bei gewöhnlicher Temperatur hart und wenig elastisch, erweicht jedoch beim Erwärmen und läßt sich alsdann in beliebige Formen kneten und pressen, die nach dem Erkalten bleiben.

3) Der Bernstein und Asphalt.

Neunte Gruppe. Die Farbstoffe.

So nennt man alle organischen Stoffe, denen eine besonders hervortretende Farbe eigen ist und dieselbe auf andere Körper übertragen können (Färben!). Viele von ihnen kommen fertig gebildet im Pflanzen- und Tierkörper vor. Andere entstehen aus Pflanzen-

und Tiersubstanzen, die an sich ungefärbt sind (Chromogene), durch chemische Einwirkungen. Wieder andere werden aus gewissen Stoffen, namentlich aus dem Steinkohlenteer, auf künstlichem Wege dargestellt (Teerfarbstoffe).

I. Natürliche Farbstoffe.

a) Rote und violette.

1) Der Krapp, die getrocknete und gemahlene Wurzel der Färberröte (Rubia tinctorum). Sie enthält Alizarin und Purpurin. Die Krappfarbstoffe können auch künstlich dargestellt werden.

2) Das Fernambukholz, Rot- oder Brasilienholz (Caesalpinia brasiliensis). Der darin enthaltene Farbstoff heißt Brasilin.

3) Das Santelholz, ein blutrotes Holz (von Pterocarpus santalinus), das den Farbstoff Santalin enthält.

4) Der Safflor, die getrockneten Blütenblätter der Safflorpflanze, Färberdistel (Carthamus tinctorius), welche den feuerroten Farbstoff Karthamin enthalten.

5) Die Orseille oder Persio, teigartige Farbstoffe, die aus verschiedenen Flechten bereitet werden und als Farbstoff das Orceïn enthalten.

6) Die Cochenille besteht aus getrockneten Schildläusen, welche auf verschiedenen Kaktusarten Amerikas leben; aus ihnen gewinnt man den Farbstoff Karmin.

b) Blaue.

1) Der Indigo wird aus dem Safte mehrerer Arten der Pflanzengattung Indigofera (Ost- und Westindien) gewonnen. In neuerer Zeit kann das Indigoblau auch aus Steinkohlenteer bereitet werden.

2) Das Blau- oder Kampecheholz kommt von dem in Amerika wachsenden Blauholzbaume.

3) Das Lackmus kommt im Handel in der Form kleiner, blauer Würfel vor und wird aus verschiedenen Flechten (an der Küste des atlantischen Ozeans) gewonnen.

c) Gelbe.

1) Die Curcuma, die getrocknete Wurzel von Curcuma longa (Ostindien); ihr gelber Farbstoff Curcumin wird von Basen braun gefärbt.

2) Der Safran, die getrockneten Narben von Crocus sativus.

3) Das Gelbholz, vom Färbermaulbeerbaum (Morus tinctoria).

4) Der Wau, Kraut vom Färberwau (Reseda luteola).

d) Grüne.

Das Blattgrün oder Chlorophyll.

II. Teerfarbstoffe.

Bei der trocknen Destillation der Steinkohlen erhält man nach

S. 51 vier Produkte: Leuchtgas, Ammoniakwasser, Coaks und Teer.

Aus dem Steinkohlenteer, der ehedem ein wenig beachtetes Nebenprodukt war, werden gegenwärtig die mannigfaltigsten, zum Teil sehr wertvollen Stoffe dargestellt, und es hat sich eine besondere Industrie, die Teerindustrie, entwickelt, welche sich mit der Isolierung und Bereitung dieser Präparate beschäftigt (S. 51).

Er ist ein Gemenge von flüssigen und festen Kohlenwasserstoffen (Benzol, C_6H_6; Toluol, C_7H_8; Naphtalin, $C_{10}H_8$; Anthracen, $C_{14}H_{10}$), von Säuren (Karbolsäure oder Phenol, C_6H_6O, Kresol, C_7H_8O), Basen (Anilin, $C_6H_5NH_2$; Toluidin, $C_6H_4(NH_2)CH_3$) und Pech bildenden Bestandteilen.

Die vier Produkte des Teers: Benzol, Naphtalin, Anthracen und Phenol, bilden Ausgangspunkte für äußerst verschiedene Verbindungen, die hauptsächlich als Farbstoffe verwendet werden.

Benzolfarbstoffe.

Durch Destillation des Steinkohlenteers erhält man zunächst sog. leichtes Teeröl, ein farbloses, auf Wasser schwimmendes Öl, aus welchem man durch wiederholte Destillation das Benzol (Benzin, Benzon) des Handels gewinnt, ein Gemenge von Benzol und Toluol.

Das Benzin, C_6H_6, ist eine farblose, leicht bewegliche, eigentümlich riechende Flüssigkeit, die mit leuchtender und rußender Flamme brennt und ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Harze und Fette ist.

Durch Einwirkung von HNO_3 wird das Benzol in Nitrobenzol, $C_6H_5NO_2$, übergeführt.

$$C_6H_6 + NO_2(HO) = C_6H_5(NO_2) + H_2O$$

Benzol Salpetersäure Nitrobenzol.

Eine hellgelbe, ölige, stark nach Bittermandel riechende Flüssigkeit (daher auch künstliches Bittermandelöl, Mirbanöl genannt), die in der Parfümerie und Seifenfabrikation (Mandelseife) Anwendung findet.

Dieses Nitrobenzol bildet das Rohmaterial zur Darstellung der Anilinfarben. Behandelt man nämlich dasselbe mit reducierenden Substanzen (Eisenfeile, Essigsäure 2c.), so verwandelt Wasserstoff im Entstehungszustande (der durch Wechselwirkung der beiden letzten Stoffe entsteht und teils den O des Nitrobenzols zu H_2O oxydiert, teils denselben ersetzt) das Nitrobenzol in Amidobenzol oder Anilin:

$$C_6H_5(NO_2) + 6H = C_6H_5(NH_2) + 2H_2O$$

Nitrobenzol Anilin.

Das reine Anilin ist eine farblose, ölartige Flüssigkeit und eine starke Base, die mit Säuren Salze gibt.

Aus dem Anilin nun werden die Anilinfarben dargestellt, aber nicht aus dem reinen Anilin, sondern aus einem Gemenge von Anilin und Toluidin, dem sog. Rosanilin, das ebenfalls eine Base ist und daher mit Säuren Salze erzeugt, die durch schöne Farben ausgezeichnet sind.

Die wichtigsten Anilinfarben sind:

a) Anilinrot, Salze des Rosanilins und zwar

α) salzsaures: Fuchsin, Magenta, Rubin, Solferino;
β) salpetersaures: Azaleïn;
γ) schwefelsaures: Diamantfuchsin;
δ) essigsaures: Roseïn.
b) Anilinviolett: Hofmannsviolett.
c) Anilinblau: Azurin, Azulin.
d) Anilingelb: Phosphin, Xanthin.
Naphtalinfarbstoffe sowie die Anthracenfarben sind von geringerer Bedeutung.

Zehnte Gruppe. Die Eiweißkörper.

Eiweißkörper (Albuminate, Proteïnstoffe) nennt man eine Anzahl indifferenter Verbindungen, die C, H, O, N und S enthalten (den letzteren in sehr geringer Menge, 0,4 %—1,6 %).

Sie kommen in zweierlei Zuständen vor: in löslicher Form, in den Pflanzen- und Tiersäften gelöst durch die Gegenwart von Säuren, Basen oder Salzen, und in unlöslicher Form, koaguliert, d. h. geronnen, als amorphe, weiße, flockige Substanzen, in Wasser unlöslich, in verdünnten Alkalien löslich. Das Koagulieren kann durch Zusatz von Säuren oder durch Kochen bewirkt werden.

Die Proteïnstoffe sind sehr leicht zersetzbar und gehen daher rasch in Fäulnis über, wobei sie in einfachere Verbindungen (CO_2, H_3N, H_2S, Tyrosin ꝛc.) zerfallen. Durch ihre leichte Zersetzbarkeit werden sie die Ursache der Fäulnis aller Organismen. Manche Eiweißkörper haben auch die Eigenschaft, gewisse Stoffe, zu denen sie gesetzt werden, zu spalten und werden deshalb Kontaktfermente genannt (Emulsin, Diastase). Man teilt sie in die folgenden 3 Gruppen ein:

1. Gruppe des Albumins oder des Eiweißes,
2. „ „ Kaseïns „ „ Käsestoffes,
3. „ „ Fibrins „ „ Faserstoffes.

§. 60. Gruppe des Albumins.

Diese umfaßt alle diejenigen Proteïnstoffe, welche durch Erhitzen ihrer Lösung auf 60—70° koagulieren.

α) Dazu gehören: 1) das Eieralbumin, findet sich im Weißen der Eier.

2) Das Blutalbumin (Serumalbumin), das sich in allen tierischen Ernährungsflüssigkeiten (Blut, Chylus, Lymphe) findet.

3) Das Pflanzenalbumin, in allen Pflanzensäften enthalten.

β) Verwandte Stoffe: 1) Das Vitellin, das Albumin des Eigelbes.

2) Das Globulin (Krystallin), der eiweißartige Bestandteil der Krystallinse des Auges.

3) Das Hämoglobin, der Farbstoff des Blutes. Dieser zerfällt durch Einwirkung von Alkalien in Globulin, das mit dem Glo-

bulin der Linse des Auges identisch ist, und in einen eisenhaltigen Farbstoff, das Hämatin.

4) Die durch ihre fermentale Wirkung ausgezeichneten Eiweißkörper: das Ptyalin (im Mundspeichel), das Pepsin (im Magensaft), das Trypsin (im Bauchspeichel), die Diastase (im keimenden Getreide).

γ) Man benützt das Eiweiß unter vielerlei Formen als Nahrungsmittel. Außerdem verwendet man es seiner Eigenschaft wegen, in der Siedhitze zu gerinnen und hiebei die in der Flüssigkeit schwebenden Schmutzteilchen einzuschließen, zum Klären trüber Flüssigkeiten; auch findet es als Kleb- und Bindemittel Anwendung.

δ) Versuche. 1) Man zerreibt Kartoffeln, rührt sie in H_2O an und preßt das Gemisch durch Leinwand; in der Leinwand bleibt der Zellstoff zurück. Läßt man das Filtrat einige Zeit ruhig stehen, so findet man am Boden des Gefäßes einen Niederschlag: er besteht aus Stärkemehlkörnchen. Man dekantiert, bringt die klare Flüssigkeit in einem Glaskolben zum Sieden: sie trübt sich und scheidet beim Kochen einen flockigen, grauweißen Körper ab, der Eiweiß ist.

2) Man läßt frisches Blut einige Zeit ruhig stehen; der feste Teil, der sich ausscheidet, heißt Blutkuchen und enthält den im Blute enthaltenen, beim Erkalten desselben geronnenen Faserstoff und die sogenannten Blutkörperchen. Der flüssige Teil, Blutwasser genannt, gerinnt, wenn er bis zum Sieden erhitzt wird, indem er das in ihm enthaltene Eiweiß abscheidet.

§. 61. Gruppe des Kaseïns.

Dazu gehören Proteïnstoffe, die durch Kochen nicht, oder unvollständig, durch gewisse Körper aber (Lab aus der Schleimhaut des Kälbermagens) vollständig zum Gerinnen gebracht werden.

α) Man unterscheidet: 1) den tierischen Käsestoff, der sich in der Tiermilch findet, und

2) das Pflanzenkaseïn oder das Legumin, das in den Hülsenfrüchten (Leguminosen) und in vielen ölreichen Samen (Mandeln) vorkommt.

β) Versuche. 1) Abgerahmte Milch versetzt man mit Essigsäure, oder mit etwas Lab; sie gerinnt alsbald; die weiße, flockige Masse ist Käsestoff.

2) Man weicht Erbsen, Bohnen oder Linsen in warmem H_2O ein, zerreibt sie hierauf zu einem Brei, verdünnt denselben mit H_2O und entfernt die Hülsen. Die in der Flüssigkeit schwebende Stärke setzt sich nach ruhigem Stehen zu Boden. Zur abdekantierten Flüssigkeit setzt man einige Tropfen Essigsäure: man erhält einen gallertartigen Niederschlag, der, mit Weingeist und Äther ausgewaschen, nach dem Trocknen eine grauweiße Masse gibt — Kaseïn oder Legumin.

§. 62. Gruppe des Fibrins.

Diese umfaßt Proteïnstoffe, die von selbst gerinnen, sobald sie dem Stoffwechsel des Organismus entrückt sind.

α) Dazu gehören: 1) das Blutfibrin (der Blutfaserstoff), im Blute und anderen tierischen Flüssigkeiten, scheidet sich beim Erkalten derselben als Blutkuchen aus.

2) Muskelfibrin oder Myosin, der Hauptbestandteil der Muskeln.

3) Das Pflanzenfibrin, im Samen der Cerealien. In Verbindung mit dem sogenannten Pflanzenleim bildet er den Kleber. Das Pflanzenfibrin geht in keimendem Samen in einen löslichen, den Eiweißkörpern ähnlichen Stoff über, Diastase genannt, der die Eigenschaft zukommt, Stärke in Dextrin und Zucker zu verwandeln.

β) Versuche. 1) Frisch gelassenes Blut quirlt man einige Zeit; die an den Quirl sich anhängende fadenförmige Masse, die, in Leinwand eingeschlossen, durch wiederholtes Waschen weiß wird, ist Faserstoff.

2) Man macht Weizenmehl mit H_2O zu einem steifen Teig an, bringt denselben in einen Lappen von dichter Leinwand und knetet ihn unter wiederholtem Aufgießen von H_2O so lange tüchtig durch, als das abfließende H_2O noch milchig ist. Ist dies nicht mehr der Fall, so hat man die Stärke und das Eiweiß des Weizenmehles im Filtrat. In dem Tuche bleibt eine gelblichgraue, zähe, klebende Masse zurück, die Kleber genannt wird. Behandelt man denselben mit siedendem Alkohol, so geht die klebende Masse, der Pflanzenleim, in Lösung, während ein unlöslicher Rückstand von Pflanzenfibrin bleibt.

γ) Zusatz: das Blut. Das Blut besteht aus einer schwach gelblichen Flüssigkeit (Blutplasma), in welcher mikroskopisch kleine, scheibenförmige Körper von roter Farbe, die Blutkörperchen oder Blutzellen schwimmen, von denen die rote Farbe herrührt.

Die Blutflüssigkeit ist im wesentlichen eine Auflösung von Eiweiß (Serumalbumin), Faserstoff (Fibrin und zwar: Fibrinogen, gelöst im Plasma, und Fibrinoplasmin, in den Blutkörperchen) und einigen Salzen (Chlornatrium, phosphorsaurem Calcium und Magnesium) in Wasser.

Die roten Blutkörperchen (sehr klein: 4—5 Millionen auf 1 cmm) bestehen vorzugsweise aus Hämoglobin, das den eisenhaltigen, für das Blut charakteristischen roten Farbstoff, das Hämatin und den Eiweißstoff Globulin enthält. Das Hämoglobin der roten Blutkörperchen spielt im Tierorganismus eine höchst wichtige Rolle: es absorbiert begierig O, wodurch Sauerstoffhämoglobin entsteht, das den Blutkörperchen eine hellrote Farbe verleiht (arterielles Blut); diese geben den absorbierten O im Adersysteme des Körpers wieder leicht an oxydierbare Körper ab und nehmen die gebildete Kohlensäure auf, wodurch das Kohlensäurehämoglobin entsteht, das dunkelrot ist (venöses Blut). Die Umwandlung des venösen Blutes in arterielles geht in der Lunge unter dem Einflusse des eingeatmeten O vor sich. Mit CO und HCy verbindet sich das Hämoglobin, der Träger der Lebensluft im Organismus, so innig, daß es dann völlig unfähig wird, O aufzunehmen, daher sind die genannten Körper todbringende Gifte. Das Hämatin des Blutes gibt mit Salzsäure salzsaures Hämatin oder Hämin, dessen

blauschwarze, rhombische Krystalle bei gerichtlich-chemischen Untersuchungen zur Nachweisung von Blut (Blutflecken) benützt werden.

Aus der Ader gelassen, gerinnt das Blut sehr bald, d. h. das Fibrin scheidet sich aus, schließt die Blutkörperchen ein und bildet so eine zusammenhängende, gelatinöse Masse, den sog. Blutkuchen. Die übrigbleibende Lösung des Albumins und der Salze heißt Blutwasser oder Serum. — Das Blut des Menschen enthält durchschnittlich als wesentliche Bestandteile:

Wasser	78,50
Eiweiß (Albumin) . .	7,00
Faserstoff	0,25
Blutkörperchen	12,80
Fett	0,25
Salze	1,20%.

Zusatz 1). An die Eiweißkörper schließen sich ihrer chemischen Zusammensetzung nach folgende stickstoffhaltige Stoffe an:

a) die sogenannten Leimsubstanzen oder Albuminoide: 1) der Knochenleim (Glutin oder Gelatine), entsteht durch Kochen der organischen Substanz der Knochen, der Sehnen, Bänder und tierischen Häute mit Wasser; 2) der Knorpelleim (das Chondrin), entsteht durch Kochen von Knorpeln.

b) Die Hornsubstanz (das Keratin). Sie findet sich in den Hörnern, Klauen, Nägeln, Haaren und Federn.

c) Der Seidenstoff (das Fibroin), die Substanz, welche die Seidenraupe in ihren Spinndrüsen erzeugt.

Zusatz 2). Die Exkremente. Es sind dies diejenigen Stoffe der von Menschen und Tieren aufgenommenen Nahrungsmittel, die im Körper nicht weiter verwendbar sind. Sie werden entweder in flüssiger Form als Harn, oder in fester Gestalt als feste Exkremente abgeschieden.

Die wesentlichsten Bestandteile des Harns sind:

1) der Harnstoff, CH_4N_2O, der charakteristische Bestandteil des Harns der Carnivoren. Er ist das Endglied der Verwandlungen, welche die Proteïnstoffe der Nahrungsmittel im Tierorganismus erleiden. Ein gesunder Mensch sondert täglich gegen 30 Gramm Harnstoff ab.

2) Die Harnsäure, $C_5H_4N_4O_3$, die sich in kleiner Menge im Harne der Menschen und der fleischfressenden Säugetiere, in größerer Menge in den Exkrementen der Vögel und Schlangen findet.

3) Die Hippursäure, $C_9H_9NO_3$, ein nie fehlender Bestandteil des Harns der Pflanzenfresser.

Rückblick.

Übersichtliche Zusammenstellung der organischen Verbindungen.

I. **Kohlehydrate.** Allgemeine Zusammensetzung: $C_x(H_2O)_n$.
 a) Gruppe der Cellulose, Formel $C_6H_{10}O_5$.
  1) Cellulose (Zellstoff, Holzfaser), $C_6H_{10}O_5$.
  2) Stärke (Stärkemehl, Amylum), $C_6H_{10}O_5$.
  3) Inulin (Helenin, Alantin), $C_6H_{10}O_5$.
  4) Lichenin (Moosstärke), $C_6H_{10}O_5$.
  5) Dextrin (Stärkegummi), $C_6H_{10}O_5$.
  6) Gummiarten und Pflanzenschleim.
 b) Gruppe des Traubenzuckers, Formel $C_6H_{12}O_6$.
  1) Traubenzucker (Krümelzucker, Dextrose), $C_6H_{12}O_6$.
  2) Fruchtzucker (Schleimzucker, Lävulose), $C_6H_{12}O_6$.
 c) Gruppe des Rohrzuckers, Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$.
  1) Gewöhnlicher Zucker (Rohr- oder Rübenzucker), $C_{12}H_{22}O_{11}$.
  2) Maltose, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$.
  3) Milchzucker, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$.

II. **Fette,** aus C, H und Sauerstoff bestehend.

III. **Eiweißkörper** [1]) (Proteïnstoffe), aus C, H, O, N und S bestehend.
 a) Eiweiß oder Albumin, gerinnt beim Erhitzen auf 60—70°.
  1) Eieralbumin.
  2) Blutalbumin.
  3) Pflanzenalbumin.
  4) Verwandte Stoffe: Vitellin, Hämoglobin (Hämatin, Globulin), Emulsin, Diastase, Pepsin, Peptone, Ptyalin und Trypsin.
 b) Käsestoff oder Kaseïn, gerinnt durch Fermente.
  1) Tierkaseïn.
  2) Pflanzenkaseïn oder Legumin.
 c) Faserstoff oder Fibrin, gerinnt, vom lebenden Organismus entfernt.
  1) Blutfibrin.
  2) Muskulin (Muskelfibrin, der Grundstoff des Fleisches).
  3) Pflanzenfibrin oder Kleber.

IV. **Alkohole,** nach der Formel $C_xH_{2x} + {}_2O$ zusammengesetzt.
  1) Äthylalkohol, C_2H_6O.
  2) Methylalkohol (Holzgeist), CH_4O.
  3) Amylalkohol (Fuselöl), $C_5H_{12}O$.
  4) Glycerin, C_3H_8O.

---

1) Für die Ernährung der Menschen und Tiere sind diese 3 ersten Gruppen der organischen Verbindungen ganz besonders wichtig.

V. **Äther.**

a) Eigentliche Äther.

1) Äthyläther (Schwefeläther), $(C_2H_5)_2O$.

b) Zusammengesetzte Äther.

1) Essigäther.

2) Äpfeläther 2c.

VI. **Organische Säuren.**

1) Essigsäure, $H_4C_2O_2$.

2) Kleesäure, $H_2C_2O_4$.

3) Weinsäure, $H_6C_4O_6$.

4) Palmitinsäure, $H_{32}C_{16}O_2$.

5) Stearinsäure, $H_{36}C_{18}O_2$.

6) Ölsäure, $H_{34}C_{18}O_2$.

7) Karbolsäure, H_6C_6O.

8) Salicylsäure, $H_6C_7O_3$.

VII. **Organische Basen** (Alkaloide), S. 193.

VIII. **Bitterstoffe,** S. 195.

IX. **Ätherische Öle,** S. 196.

X. **Harze,** S. 198.

XI. **Farbstoffe,** S. 199.

Zweiter Abschnitt.

Die chemischen Vorgänge in den organischen Wesen (physiologische Chemie).

I. Die chemischen Vorgänge im Pflanzenkörper [1]).

§. 63. Die Bestandteile des Pflanzenkörpers.

a) Die nächsten Stoffbestandteile der Pflanzen.

Diese sind das Vegetationswasser und die Trockensubstanz.

Beide Bestandteile erhält man durch Erwärmen der Pflanzenteile auf 100 bis 110° C. Der hiebei eintretende Gewichtsverlust rührt von dem ausgetriebenen Vegetationswasser her, und der Rückstand ist die Trockensubstanz. Der Wassergehalt beträgt je nach den Pflanzenteilen 5—85° des Lebendgewichtes. Wird die Trockensubstanz der Pflanzen stark erhitzt, so verbrennt der größte Teil derselben, wobei sie sich

1) Den Inbegriff derjenigen Lehren der Chemie, welche sich auf den Ackerbau, also die Kultur von Nutzpflanzen beziehen, nennt man Agrikultur-Chemie (vom lat. agricultūra, der Ackerbau). Das unter dieser Überschrift I Folgende bildet mithin einen Teil dieses Zweiges der Chemie.

in Gase, nämlich Kohlensäure, Wasserdampf und Ammoniak umwandelt, und es verbleibt ein weißer oder grauer Rückstand, der sich bei stärkerem Erhitzen nicht weiter verändert. Die verbrannten Bestandteile sind die organischen Verbindungen, welche die Trockensubstanz enthält, und der aus unorganischen oder mineralischen Stoffen bestehende Rückstand ist die Asche.

b) Die unorganischen Bestandteile.

Diese sind:

1) Das Wasser.
2) Freie Säuren (z. B. Kieselsäure).
3) Salze (Sulfate, Phosphate, Chloride, Karbonate, Salze der organischen Säuren).

c) Die organischen Bestandteile.

Die organischen oder verbrennlichen Bestandteile der Pflanzen bilden entweder Teile der Zellhäute (Baustoffe) oder sie sind im Zellsafte gelöst (Reserve- und Baustoffe). Die nachfolgende Übersicht enthält diese Verbindungen nach den in der organischen Chemie üblichen Gruppen.

A) Stickstoffreie Bestandteile der Pflanzen.

a) Kohlehydrate, S. 206.
b) Fette, in geringen Mengen in allen Organen der Pflanzen verbreitet, in reichlicherer Menge in besonderen Organen, besonders in den Samen verschiedener Gewächse (Ölsamen) angesammelt.
c) Organische Säuren (Pflanzensäuren), frei oder an Basen gebunden, S. 207.
d) Ätherische oder flüchtige Öle, S. 196.
e) Harze und Kautschukkörper, S. 198.
f) Farbstoffe, S. 199.
g) Glykoside und Bitterstoffe, S. 195.

B) Stickstoffhaltige Bestandteile der Pflanzen.

a) Proteïnstoffe (Eiweißkörper oder Albuminate).
   1) Pflanzeneiweiß (Albumin).
   2) Pflanzenkäsestoff (Legumin),
   3) Pflanzenfaserstoff (Fibrin, Kleber).
b) Nicht-eiweißartige stickstoffhaltige Substanzen, sog. Amide.
   1) Das Asparagin, im Pflanzensafte gelöst.
   2) Das Leucin, in Wickenkeimlingen.
   3) Das Tyrosin, Begleiter des vorigen.
c) Pflanzenbasen oder Alkaloide, S. 193.
d) Fermentartige Verbindungen, in geringer Menge in manchen Pflanzensäften enthalten:
   1) die Diastase, in stärkemehlreichem Samen.
   2) das Emulsin, in den Mandeln.

d) Die Elemente in den Pflanzen.

In den näheren Bestandteilen der Pflanzen, im Wasser, in den organischen Verbindungen und in der Asche derselben, finden sich als entferntere Bestandteile eine Reihe von Elementen.

Von den bis jetzt bekannten Elementen hat man etwa 30 in den Pflanzen nachgewiesen; viele von diesen kommen aber nur selten und dann meist nur in sehr geringer Menge darin vor. Die allgemein in den Pflanzen verbreiteten Elemente sind: C, H, O, N, S, P, Cl, Si, K, Na, Ca, Mg, Fe, Mn und Al.

e) Die Formbestandteile der Pflanzen [1]).

Dies sind die Zellen [2]).

α) Organisation der Zellen. Die Zellen sind gewöhnlich mikroskopisch kleine, bald rundliche, bald längliche, vollkommen geschlossene Bläschen, die im ausgebildeten Zustande eine Hülle und einen Inhalt unterscheiden lassen, Fig. 31. Die erstere heißt die Zellhaut. Als Inhalt der lebenden jugendlichen Zelle findet sich das Protoplasma, der Zellkern, der Zellsaft und verschiedene feste Körperchen [3]).

I. Die Zellhaut (Zellhülle, Zellwand oder Zellmembran) ist in der Jugend ein dünnes, durchsichtiges, elastisches Häutchen ohne jede Öffnung. Der Stoff, woraus sie besteht, ist der sogenannte Zellstoff oder die Cellulose. Dieses junge Häutchen hat die wichtige Eigenschaft, daß es für Wasser, andere Flüssigkeiten und Luftarten durchdringbar (permeabel) ist.

II. Als Zellinhalt findet sich: a) der Zellsaft. Derselbe ist eine durchsichtige, klare Flüssigkeit, die in den Safträumen oder Vakuolen des Zellinneren enthalten ist. Sie besteht vorzugsweise aus

---

1) Zum besseren Verständnisse des Verlaufes gewisser physiologischer Vorgänge innerhalb des Pflanzenkörpers ist die Kenntnis des inneren Baues der Pflanzen erforderlich. Über diesen soll daher hier einiges folgen.

2) Der erste Entdecker des zelligen Baues der Pflanzen ist der Engländer R. Hooke (spr. Huk) gewesen, der zu seinen Pflanzenuntersuchungen das Mikroskop zuerst zu Rate zog. Eine genauere Kenntnis von der Anatomie der Pflanzen gab dann Marcello Malpighi, Professor zu Bologna, geb. 1628, gest. 1694. Die Begründer unserer heutigen Zellenlehre sind Schleiden und Schwann. Ersterer wies 1838 nach, daß die Zelle als das Elementarorgan der Pflanzen anzusehen ist, was ein Jahr darauf Schwann bezüglich der tierischen Organismen that. Die Erkenntnis, daß die Zelle das Elementarorgan der Organismen sei, leitete ein neues Stadium in der Entwicklung unserer morphologischen und physiologischen Anschauungen ein. Ausgezeichnete Forscher, wie Nägeli, Hugo v. Mohl, Hofmeister u. a. bauten diese unsere Kenntnis weiter aus. — 3) Empfehlenswertes Lehrmittel: Dr. Ahles, Botanische Wandtafeln (innerer Bau der Pflanzen); Stuttgart, 7 Mk.

Wasser; in demselben sind aber einerseits die mineralischen Bestandteile gelöst enthalten, welche die Pflanze aus dem Boden aufnahm, und andererseits verschiedene organische Stoffe, welche im Innern des Pflanzenkörpers gebildet wurden, wie Zucker, Dextrin, Gummi und organische Säuren.

b) Das Protoplasma[1]). Dasselbe ist eine körnig schleimige, plastische Masse, die hauptsächlich aus eiweißartigen Substanzen besteht. Es ist als der eigentliche Sitz des Lebens, als Basis und Schauplatz aller Funktionen der Zelle anzusehen. Die Äußerungen dieses Lebens sind: 1) seine unaufhörlichen Bewegungen; 2) die assimilatorische Thätigkeit desselben, die darin besteht, daß es aufgenommene unorganische Stoffe in organische verwandelt; 3) das Wachsen der Zellen; 4) die Vermehrung der Zellen.

c) Der Zellkern. Dieser ist ein kugelförmiger oder ellipsoidischer, dichter Körper, der ein Teil des Protoplasmas ist und wie dieses aus Eiweißstoffen besteht. Seine Anwesenheit in der Zelle ist ein Zeichen für das Leben derselben.

d) Die übrigen Zelleinschlüsse. Außer den genannten Körpern, welche in allen Zellen vorkommen und zum Zelleben unbedingt erforderlich sind, kommen in manchen Zellen noch folgende Stoffe vor:

1) Die Chlorophyllkörperchen (Blattgrünkörnchen). Diese finden sich in den Zellen der grünen Pflanzenteile in Gestalt von runden oder elliptischen Körnchen, und zwar immer im Protoplasma eingebettet. Aus ihnen kann durch Alkohol der grüne Farbstoff ausgezogen werden. Die in Lösung übergegangene färbende Substanz heißt Chlorophyll.

2) Die Stärkekörnchen. Dieselben bilden sich aus dem Protoplasma und stellen Vorratsstoffe dar, welche, weil sie von der Pflanze in großer Menge gebildet werden, augenblicklich nicht zum Wachsen verwendet werden, sondern erst später zur Bildung neuer Pflanzenteile dienen.

3) Das Inulin, ein eigentümlicher, in den Zellen vieler Kompositen befindlicher Stoff.

4) Krystalle aus kohlensaurem und kleesaurem Calcium, die in mannigfachen Formen in manchen Zellen angetroffen werden (einzelne Krystalle, Krystallnadeln oder Raphiden, Drusen, Verkieselung der Zellwand).

β) Verschiedenheit der Zellen. aa) Nach ihrer Form.

Ursprünglich ist die Form der jungen Zelle annähernd regelmäßig, etwa kugelig, oder würfelförmig. Da später die Zellen, welche zu einem Gewebe vereinigt sind, beim Größerwerden gegenseitig einen Druck aufeinander ausüben, so nehmen sie dann die Gestalt eines vieleckigen Körpers an.

bb) Nach ihrer Form und Bestimmung.

Hiernach unterscheidet man: 1) Mark- oder Parenchymzellen,

---

1) Vom gr. prōtos, der erste, und plässein, bilden.

d. h. solche Zellen, die nach allen Richtungen ziemlich gleich ausgedehnt sind. Aus solchen Zellen besteht der ganze Körper der sogenannten Zellpflanzen (Pilze, Flechten, Algen); bei höher organisierten Pflanzen setzen sie die weicheren und schwammigen Teile in Mark, (Holundermark!) Rinde und Oberhaut zusammen.

2) Holz- oder Prosenchymzellen; Zellen, die in die Länge gestreckt, viel länger als breit, oben und unten zugespitzt und dickwandig sind; dicht ineinander gedrängt, machen sie die Hauptmasse der festeren Pflanzenteile, namentlich des Holzes, aus; ihre Länge beträgt meist 1,5—3 mm. Sehr lange und biegsame Prosenchymzellen heißen Bastzellen (Flachs und Hanf).

3) Röhren- oder Gefäßzellen, d. h. lange Röhren, welche aus übereinander liegenden Zellen, deren Zwischenwände allmählich verschwinden, entstehen.

γ) Das Wachstum der Zellen. Dasselbe ist entweder ein Dickenwachstum, das in einem Dickerwerden der Zellhaut und in einer damit verbundenen Zunahme ihrer Festigkeit besteht, oder ein Flächenwachstum, durch welches die Zellen allmählich vergrößert werden.

Art des Wachstums. Den Vorgang des Wachstums einer Zellhaut haben wir uns so zu denken, daß neue Zellstoffmassen aus dem Protoplasma sich ausscheiden und mit der bereits gebildeten Zellhaut vereinigen. Über die Art dieses Membranwachstums bestehen zwei Theorien. Nach Nägeli erfolgt diese Verdickung der Zellhaut, indem zwischen die schon gebildeten Zellstoffmassen sich neue Partikel derselben einschieben, wodurch jene nach außen gedrängt werden. Diese Art des Wachstums ist unter dem Namen Wachstum durch Einlagerung oder Intussusception bekannt. Mohl dagegen lehrte, daß die Zellhaut sich durch Auflagerung neugebildeter Lamellen verdicke, eine Art des Dickenwachstums, die man Wachstum durch Auflagerung oder Apposition nennt (das Wachstum der Krystalle und der unorganischen Körper überhaupt erfolgt auf die letztere Art, also von Außen her durch Apposition oder Auflagerung auf die bereits gebildeten Massen). Ob die Verdickung der Zellhaut ausschließlich auf die eine oder die andere Art vor sich gehe, ist sehr zweifelhaft; wahrscheinlich findet bei den organischen Körpern sowohl Intussusception als Apposition statt, wie auch bei den anorganischen Körpern Apposition neben Intussusception.

δ) Die Entstehung der Zellen. aa) Die Entstehung der Zellen im allgemeinen. Die Vermehrung der Zellen geschieht stets durch Teilung vorhandener Zellen, wenigstens hat man bis jetzt noch nie eine spontane Bildung, eine Urzeugung (eine generātio aequivŏca) der Zellen beobachtet (etwa die Entstehung neuer Zellen in Flüssigkeiten, ohne hinzugekommene Keime, also bei Abschluß der Atmosphäre). Hier gilt Harvey's (spr. Hārwi) Satz:

„Alles stammt aus dem Ei," (omne vivum ex ovo) oder Virchow's Ausspruch: omnis cellula e cellula.

bb) Die verschiedenen Arten der Zellenvermehrung. Die Zelle, aus welche andere hervorgehen, wird Mutterzelle genannt, und die so entstehenden neuen Zellen nennt man Tochterzellen.

Die Art und Weise, wie dies geschieht, ist verschieden; man unterscheidet vorzugsweise:

1) Die freie Zellbildung. Bei derselben treten neue Zellkerne auf und um jeden sammelt sich ein Teil des Protoplasmas und bildet eine Zelle, die sich in der Regel mit einer Zellhaut bekleidet. Der noch übrige Teil des Protoplasmas verbleibt der Mutterzelle, die noch längere oder kürzere Zeit fortlebt. Bei dieser Art der Zellvermehrung bilden sich aus einer Mutterzelle gleichzeitig viele Tochterzellen.

2) Die Zellteilung. Bei dieser faltet sich der Protoplasmakörper von der Wand gegen die Mitte der Zelle zu ein und bedeckt sich in demselben Maße mit einer Zellhaut; auf diese Weise entstehen die Tochterzellen gleichsam durch Abschnürung der Mutterzelle.

Der wesentliche Unterschied zwischen freier Zellbildung und Zellteilung ist der, daß bei ersterer nur ein Teil des Protoplasmas der Mutterzelle zur Bildung der Tochterzellen, bei der Zellteilung aber das gesamte Protoplasma verbraucht wird. Den neuesten Forschungen zufolge kommt dem Zellkern des Protoplasmas eine sehr große Bedeutung für das Zelleben zu. Er soll der eigentliche Träger der Vererbungspotenzen oder der arterhaltende Bestandteil der Zelle sein. Dieser wichtigen Rolle entsprechend wird auch in der neuesten Zeit auf das Verhalten des Zellkernes bei der Vermehrung der Zellen der Nachdruck gelegt. So sollen nach Strasburger sowohl bei der freien Zellbildung als der Zellteilung allein die Kerne den Vorgang beherrschen, und der einzige Unterschied beider Vorgänge darin bestehen, daß bei der ersteren neue Kerne gebildet werden, während sie bei der letzteren aus der Teilung des schon vorhandenen Zellkernes hervorgehen. Die neu entstandenen Kerne, sowie die durch Teilung entstandenen stoßen sich gegenseitig ab und veranlassen so die Trennung der sie umgebenden Protoplasma-Massen.

ε) Das Zellgewebe. aa) Ein- und mehrzellige Organismen. Manche der niedersten Pflanzen bestehen nur aus einer einzigen Zelle, z. B. Hefenpilze, Diatomeen. Bei weitem die meisten Pflanzen aber sind aus einer großen Anzahl von Zellen aufgebaut. Hiebei verliert die einzelne Zelle ihre Individualität, um mit anderen Zellen gemeinsam für den Organismus zu wirken.

bb) Art des Zellverbandes. Die Vereinigung von Zellen zu einem gemeinsamen Ganzen kann auf dreifache Weise vor sich gehen.

1) Können sich die Zellen nur in einer Raumdimension anein-

ander lagern, wodurch Zellfäden entstehen, wie bei den Fadenalgen, den Haargebilden höherer Pflanzen.

2) Können Zellen in zwei Dimensionen zusammentreten, wodurch sich Zellflächen bilden, wie bei den Blättern der Laub- und Lebermoose.

3) Können sich die Zellen zu gemeinsamem Verbande in drei Dimensionen aneinander lagern, wodurch der Zellkörper oder das eigentliche Zellgewebe entsteht, woraus der Leib aller höheren Pflanzen besteht. Unter Zellgewebe versteht man demnach die Vereinigung gleichartiger oder verschiedenartiger Zellen zu einer größeren bleibenden Gruppe. Da die meisten Zellen des Gewebes eine unregelmäßige Form haben, so entstehen in den Ecken, wo drei oder mehrere zusammenstoßen, kleinere oder größere, leere Räume, die man Intercellularräume oder Zellzwischenräume nennt.

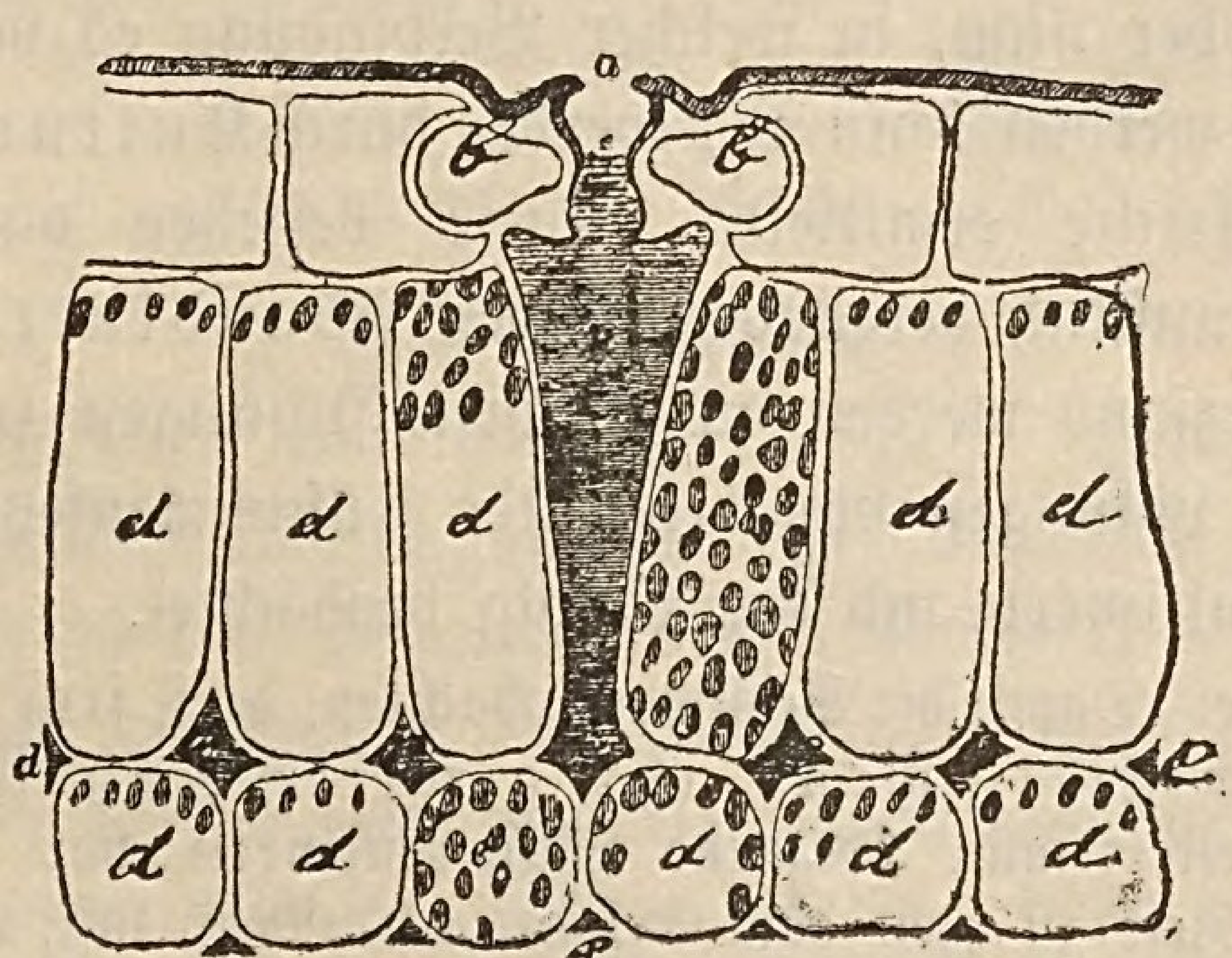
cc) Verschiedenheit der Zellgewebe. Man unterscheidet:

1) Teilungsgewebe. Darunter versteht man die jungen, in steter Vermehrung durch Teilung begriffenen Zellen an der Spitze wachsender Stengel, dem sog. Vegetationskegel (Urgewebe, Meristem).

2) Dauergewebe, das aus ersterem hervorgeht und seinen Namen davon hat, daß sich seine Zellen nicht mehr verändern. Man unterscheidet gewöhnlich drei Arten von Dauergeweben: die Oberhaut, das Gefäßgewebe und das Grundgewebe.

dd) Innerer Bau der Blätter. Nebenstehende Zeichnung Fig. 31 gibt ein Bild des anatomischen Baues eines Blattquerschnittes.

Fig. 31.



Die beiden Seiten eines Blattes sind mit einem dünnen Häutchen, der Oberhaut (Epidermis), überzogen. Dieselbe besteht aus sehr flachen, tafelförmigen Zellen, die entweder überall dicht beisammen stehen und eng aneinander schließen, oder an einzelnen Stellen a von Lücken unterbrochen sind. Solche nennt man Spaltöffnungen. An der Mündung derselben liegen zwei halbmondförmige Zellen, die Schließzellen b.

Unter jeder Spaltöffnung befindet sich ein hohler Raum, die sogenannte Atemhöhle c. Dieser Raum steht mit den übrigen Zwischenzellgängen e des Blattparenchyms in Verbindung. Solche Spaltöffnungen sind vorzugsweise auf der unteren Seite der Blätter in sehr großer Anzahl vorhanden. In der Figur sollen durch d chlorphyllhaltige Zellen dargestellt sein.

§. 64. Die Nährstoffe der Pflanzen.

a) Unter Nährstoffen oder Nahrungsmitteln der Pflanzen im weiteren Sinne versteht man alle diejenigen Stoffe, welche die Pflanze in sich aufnimmt und bei der Bildung ihrer Bestandteile verwendet.

Es sind dies also die im §. 63 aufgezählten Elemente der Pflanzen. Unter diesen gibt es manche, welche bei der Ernährung der Pflanzen ausgeschlossen werden können, ohne daß dadurch das Leben und die Entwicklung der Pflanzen gestört wird, z. B. Si, Cl, Na, 2c. Alle übrigen aber sind zur Bildung von Körpersubstanz und zur Ausübung der Lebensfunktionen unentbehrlich und werden die notwendigen Nährstoffe der Pflanzen genannt.

b) Die Elemente, welche Nährstoffe der Pflanzen sind, müssen, um von den Pflanzen aufgenommen werden zu können, in Form bestimmter Verbindungen vorhanden sein. Diese Verbindungen müssen entweder tropfbar-flüssigen oder gasförmigen Aggregatzustand haben.

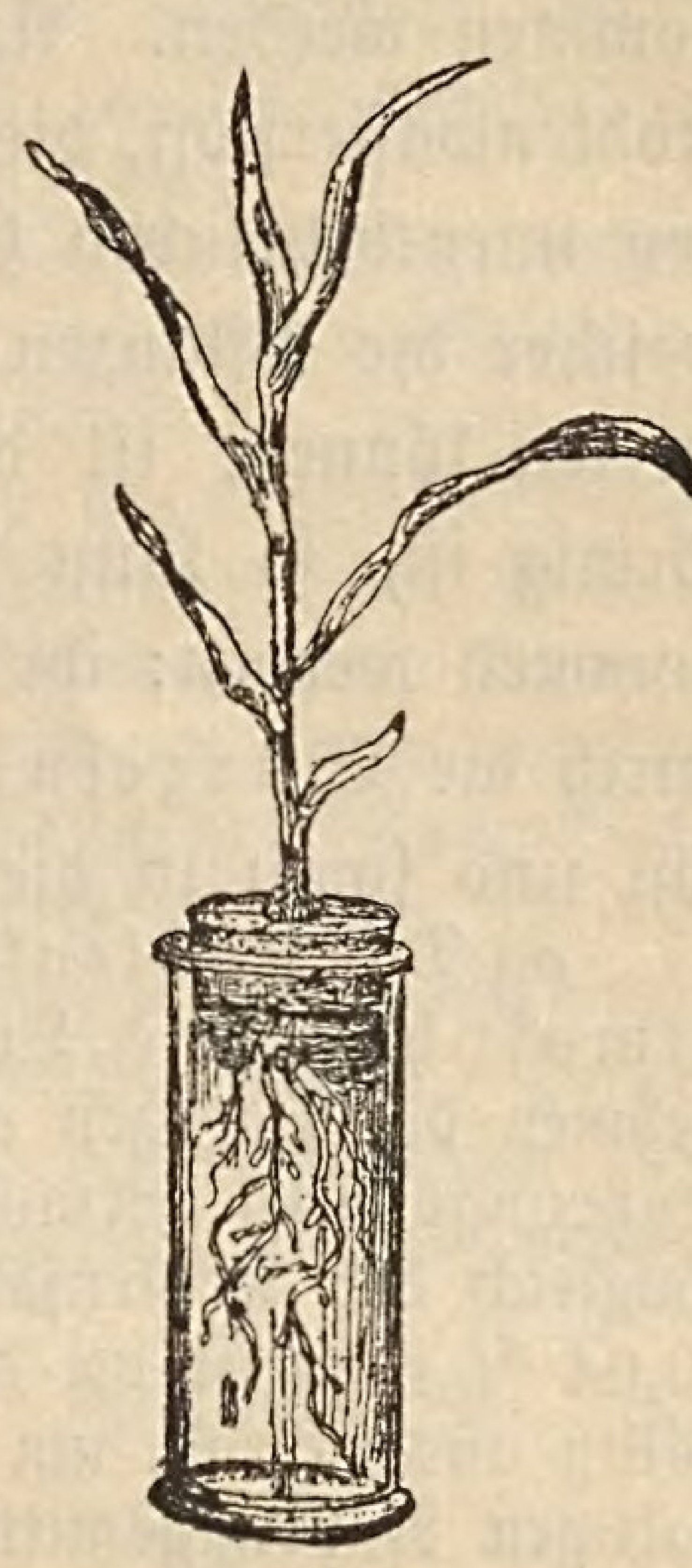
c) Die Fragen, ob ein Element notwendiger Nährstoff der Pflanzen ist oder nicht, in welcher Verbindung es von der Pflanze aufgenommen werden kann 2c, werden durch Kultur- oder Vegetationsversuche ermittelt. Diese bestehen darin, daß man Pflanzen in künstlich bereitetem Boden (Sandkulturen: ausgeglühtem Quarzsand werden die Nährstofflösungen zugemischt), oder in wässerigen Lösungen von bekannter Zusammensetzung (Wasserkulturen) kultiviert und den Erfolg beobachtet.

Versuche. Damit die Schüler beobachten, daß sich eine Pflanze normal entwickelt, wenn ihr gewisse Nährstoffe geboten werden, bereitet man folgende Wasserkulturen vor und zeigt den Schülern von Zeit zu Zeit den Erfolg. 1) Man löst, um eine geeignete Nährstofflösung zu erhalten, in 1 Liter destillierten Wassers folgende Salzmengen:

Salpetersaures Kalium	1,0 g
Chlornatrium (Kochsalz)	0,5 „
Schwefelsaures Calcium (Gips) . . .	0,5 „
Schwefelsaures Magnesium (Bittersalz) .	0,5 „
Phosphorsaures Calcium	0,5 „

Das letztere wird fein gepulvert zugesetzt; es ist im Wasser sehr schwer löslich und bildet daher einen Bodensatz, der aufgerührt werden muß. Dieser Salzlösung setzt man noch einige Tropfen verdünnter Eisenchloridlösung zu. Mit ihr füllt man nun einen geeigneten Glascylinder[1]) von etwa $1^1/_2$ Liter Inhalt, Fig. 32, versieht dieses Gefäß mit einem passenden Kork, in dem man eine große Bohrung angebracht hat, und befestigt nun mit Hilfe von Watt in der Bohrung des Korkes eine junge Keimpflanze, am besten ein Maispflänzchen (die Maiskörner bringt man in feuchten Sägespänen in einem Blumentopf zum Keimen). Für kleinere Pflänzchen genügen kleinere Gläser. Es empfiehlt sich, mehrere Gefäße mit je einer Pflanze zu versehen. Die Kulturgefäße werden an ein sonniges Fenster gestellt. Damit keine Algen sich entwickeln, beklebt man den Glascylinder mit schwarzem Glanzpapier, die weiße Fläche desselben nach außen gekehrt (Abhaltung des Sonnenlichtes!). Von Zeit zu Zeit erneuert man die Nährlösung. Man wird finden, daß sich die Pflanzen ganz normal entwickeln (beste Zeit für diesen Versuch im Frühling).

Fig. 32.



2) Ein Keimpflänzchen bringe man auch in ein Gefäß mit gewöhnlichem Wasser. Es wächst nur eine kurze Zeit, bis die Nährstoffe, welche es enthält, verbraucht sind.

3) Ein anderes Pflänzchen setze man in die Nährlösung von 1, nur lasse man die Eisenchloridlösung weg. Die Pflanze wird zwar wachsen, die Blätter aber, die sich entwickeln, sind weiß. Gießt man nun Eisenlösung zu, so werden die Blätter nach einigen Tagen grün.

I. Der Kohlenstoff.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Der C ist ein nie fehlender Bestandteil der organischen Verbindungen und ist das in größter Menge in den Pflanzen enthaltene Element; sein Gewicht beträgt ungefähr die Hälfte der Trockensubstanz der ganzen Pflanze. Er ist entweder mit H, oder mit H und O oder mit H, O und N in den organischen Verbindungen vereinigt. Weil diese 4 Elemente die Hauptbestandteile des Pflanzen- und Tierkörpers ausmachen, so werden sie die organischen Elemente oder Organogene

---

1) Alle in diesem Buche beschriebenen physiologischen Experimente führe ich in der Weise aus, in welcher ich sie bei Herrn Professor Detmer an der Universität Jena kennen gelernt habe.

genannt. Außer in den organischen Verbindungen kommt C auch als CO_2 und in Form von Karbonaten in den Pflanzen vor.

b) Chemische Form, in welcher die Pflanze den C aufnehmen und verwerten kann. In Wasser vollständig unlöslich, kann der C als Element von den Pflanzen nicht aufgenommen werden. Auch das Kohlenoxyd, der leichte und schwere Kohlenwasserstoff, die organischen Säuren, ꝛc. können den Pflanzen den unentbehrlichen C nicht liefern. Die einzige Verbindung, aus welcher die Pflanzen den nötigen Kohlenstoff aufnehmen und verwerten können, ist die Kohlensäure, CO_2. Da dieselbe luftförmig ist, so kann sie von den Blättern der Pflanzen aufgenommen werden; ihr Übergang in die Pflanzen geschieht aber auch durch die Wurzeln, da sich dieser Körper im Wasser sehr leicht löst und somit in die Bodenflüssigkeit gelangt.

α) Die Kohlensäurequellen der Kulturpflanzen. 1) Die atmosphärische Luft. Die bei weitem größte Menge der CO_2 nehmen die Pflanzen aus der Luft. Den ganzen Bedarf an diesem Nahrungsmittel vermögen die Blätter aus der Atmosphäre zu entnehmen. Obgleich der Kohlensäuregehalt der Luft nur ein relativ geringer ist (0,04 %), so ist bei der großen Ausdehnung der Luft dieser Gehalt doch völlig ausreichend, um die Pflanzen mit diesem notwendigen kohlenstoffhaltigen Nahrungsmittel zu versorgen.

2) Der Boden. Im H_2O leicht löslich, gelangt ein Teil der in der Atmosphäre enthaltenen CO_2 durch die wässerigen Niederschläge in den Boden, der selbst auch im Humus eine reiche Quelle von CO_2 besitzt. Mit der Bodenflüssigkeit kann mithin auch Kohlensäure durch die Wurzeln in die Pflanzen gelangen.

3) Der Dünger. Alle verwesenden organischen Stoffe liefern auch CO_2, die den Pflanzen durch Blätter und Wurzeln zugeführt werden kann (tierische Dünger, Gründüngung).

β) Thatsachen für die Behauptung, daß von den Pflanzen (und zwar von den Blättern) hauptsächlich die Kohlensäure der Atmosphäre aufgenommen und verarbeitet wird. 1) Grüne Pflanzen wachsen und ihr Gehalt an C nimmt zu bei Kulturen im Wasser oder in ausgeglühtem Quarzsande, wenn die unentbehrlichen Aschenbestandteile in Lösung zugesetzt worden sind; hiebei ist aber jede andere Kohlenstoffquelle als die der atmosphärischen CO_2 ausgeschlossen.

2) Alle grünen Pflanzen machen die Luft, in welche man sie einschließt, im Lichte ärmer an CO_2.

3) Pflanzen, welche in einem Humusboden wurzeln, aber in einer kohlensäurefreien Atmosphäre gehalten werden, gedeihen nicht und zeigen keine Zunahme ihres Kohlenstoffgehaltes. Diejenige CO_2, welche die Pflanzen aus dem Boden aufnehmen, genügt also zu ihrem Gedeihen nicht; für Wasserpflanzen, welche mit allen ihren grünen Teilen unter H_2O leben, ist die in diesem enthaltene (absorbierte und in aufgelösten

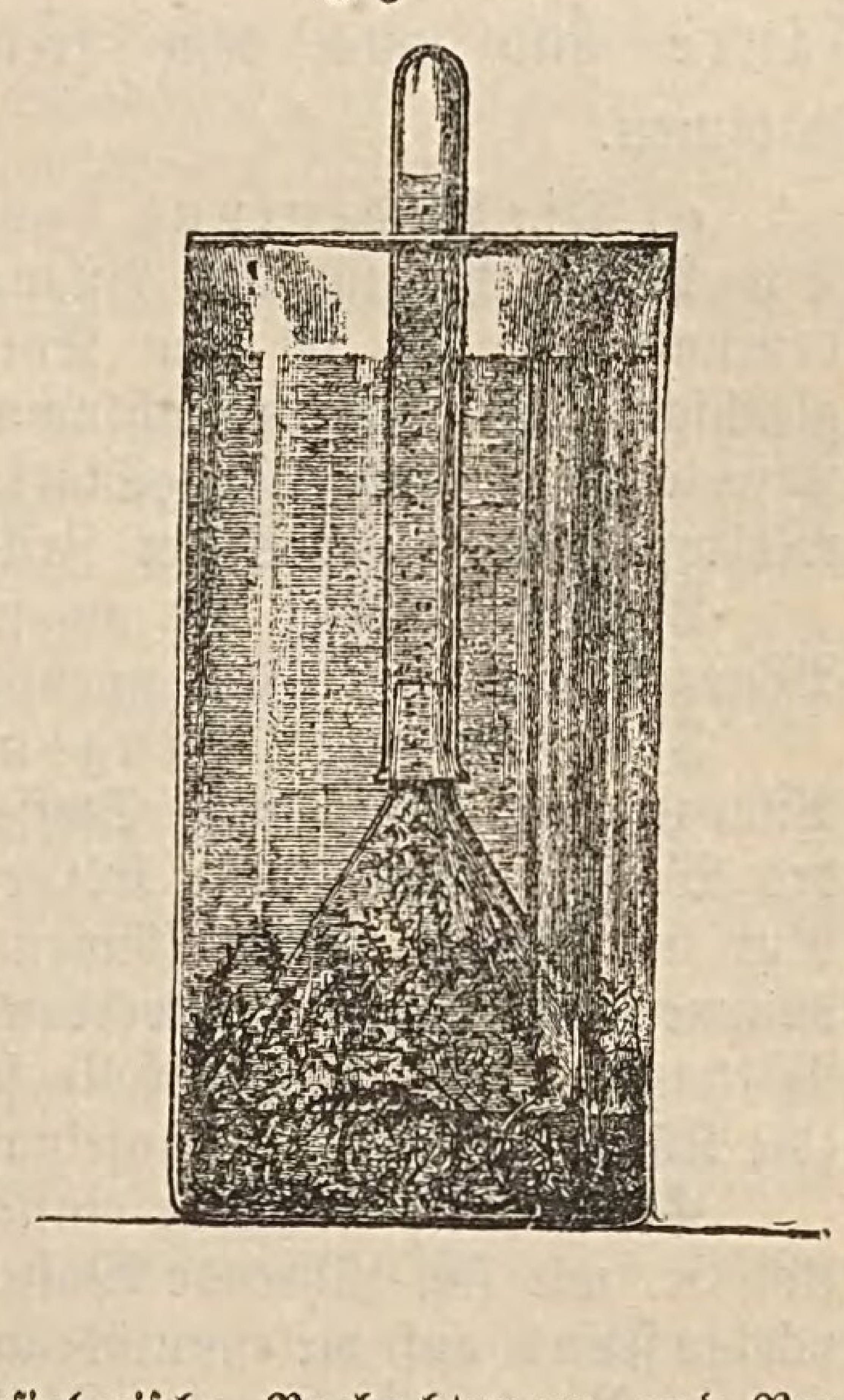
Karbonaten, wie $CaH_2(CO_3)_2$, K_2CO_3, Na_2CO_3 ꝛc., vorkommende) verwendbar.

4) Die angeführten Thatsachen sind durch Versuche ermittelt worden, die aber für die Schule nicht geeignet sind. Es gibt aber auch Versuche, welche die Behauptung, daß die Blätter Kohlensäure aufnehmen, um daraus Kohlenstoff zu gewinnen, in einfacher Weise erhärten. Diese gründen sich nämlich darauf, daß die Pflanzen Sauerstoff abscheiden müssen, wenn sie Kohlensäure aufnehmen, diese zersetzen und daraus C verwerten. Solche einfache Versuche sind folgende:

a) Man bringt in ein Glas etwa 200—300 ccm Brunnenwasser, in das man reine Kohlensäure (aus Kreide durch verdünnte Salzsäure zu entwickeln!) einleitet, oder man nehme Selterserwasser. Hierauf füllt man ein größeres Probierglas mit Wasser, stellt es mit seiner Mündung in das größere Gefäß, bringt ein ziemlich langes Sproßende der Pflanze Tannenwedel [1]) (Hippuris vulgaris) mit seiner Basis in das Probierglas und setzt nun eine Zeit lang diese Vorrichtung dem direkten Sonnenlichte aus. Bald steigen von der Schnittfläche der Pflanze Gasblasen in dem Wasser empor, und in dem Probierglase sammelt sich nach und nach eine größere Gasmenge an. Die Prüfung derselben mit einem glimmenden Spane ergibt, daß sie aus Sauerstoff besteht. Unsere Pflanze hat also O produciert, der nur aus der aufgenommenen CO_2 stammen kann (mit ausgekochtem, also kohlensäurefreiem Wasser gelingt der Versuch nicht).

b) Man bringt mehrere Zweigstücke der Wasserpest (Elodea canadensis) oder des Hornblattes (Ceratophyllum demersum) unter einen Trichter in ein mit kohlensäurehaltigem Wasser gefülltes Glas. Die Mündung des Trichterrohres befindet sich noch im Wasser. Über diese stülpt man einen mit Wasser gefüllten Probiercylinder und setzt den Apparat dem direkten Sonnenlichte aus; der sich entwickelnde Sauerstoff sammelt sich in dem Reagensglase an, Fig. 33.

Fig. 33.



c) Man bringt in einen Glascylinder, den man mit kohlensäurehaltigem Wasser gefüllt hat, einen Zweig von Hippuris oder Elodea, zweckmäßig an einen Glasstab gebunden, und setzt die Vorrichtung dem direkten Sonnenlichte aus. Aus der Schnittfläche entweichen Gasblasen.

1) Für verschiedene biologische und physiologische Beobachtungen und Versuche sind Wasserpflanzen nötig, die daher vom Lehrer zu kultivieren sind. Ich ziehe seit Jahren in einzelnen Gläsern folgende Wasserpflanzen: Tannenwedel (Hippuris vulgaris), Hornblatt (Ceratophyllum demersum), Wasserpest (Elodĕa canadēnsis), Wasserschlauch (Utriculāria vulgaris).

γ) Die Bedeutung der Kohlensäure für die Pflanzen. 1) Sie ist das Hauptnahrungsmittel derselben und liefert ihnen den zum Aufbau aller organischen Stoffe nötigen C.

2) Sie erhöht das Lösungsvermögen des Wassers und bringt unlösliche mineralische Nährsalze in lösliche Form; insbesondere Calcium- und Magnesiumkarbonat ($CaCO_3 + H_2O + CO_2 = CaH_2(CO_3)_2$), Calciumphosphat und verschiedene Silikate.

δ) Der Kreislauf des Kohlenstoffes (S. 42).

II. Der Wasserstoff und Sauerstoff.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Der Wasserstoff ist ein Bestandteil aller organischen Verbindungen und muß daher den Pflanzen als Nahrung zugeführt werden. Der Sauerstoff ist ein Bestandteil der meisten Pflanzenstoffe; auch kommt er in dem in allen Pflanzen vorhandenen Wasser, sowie in vielen mineralischen Säuren und deren Salze vor, die man in den Pflanzen trifft.

b) Chemische Form der Aufnahme. Den Wasserstoff erhalten die Pflanzen durch Zersetzung des Wassers, welches von den Wurzeln aus dem Boden und als Wasserdampf durch die Blätter aus der Luft aufgenommen wird. Der Sauerstoff, den die Pflanzen enthalten, kann aus dem Wasser, aus der Kohlensäure und aus dem freien Sauerstoffe der Atmosphäre stammen.

α) Die Bedeutung des Wassers für das Pflanzenleben. Das Wasser hat für das Pflanzenleben eine hohe und mannigfache Bedeutung. 1) Es ist zum Keimen der Pflanzen nötig und erweckt gleichsam das im Keime schlummernde latente Leben, indem es die Nährstoffe erweicht und löst (Stärke geht in Dextrin, Traubenzucker und Maltose über, woraus der Zellstoff gebildet wird).

2) Das Wasser ist an sich ein Hauptnahrungsmittel der Pflanzen, das ihnen den unentbehrlichen H und O liefert.

3) Es ist das Lösungsmittel der mineralischen Nährstoffe der Pflanzen und führt diese Stoffe den Pflanzen zu; ohne die lösende Kraft des Wassers wären diese Körper für die Pflanzen ein verschlossenes Gut. Nur in flüssiger Form können neue Stoffe von der Pflanze aufgenommen und assimiliert werden. Der Grundsatz, der in der Chemie des Mittelalters eine große Rolle spielte: Corpora non agunt, nisi fluida (die Körper wirken nur aufeinander, wenn sie flüssig sind) gilt auch hier.

4) Das in die Erde einsickernde, Kohlensäure, Ammoniak, Sauerstoff 2c. mit sich führende Wasser wirkt chemisch zersetzend und aufschließend auf viele unlösliche mineralische Verbindungen des Bodens ein, z. B. auf Karbonate, Silikate und Phosphate, wodurch diese in lösliche Form gebracht und so den Pflanzen zugänglich gemacht werden (vgl. Silicium).

5) Das Wasser ist es auch, das den Übergang der Nahrung aus

dem Boden in die Pflanzen und die Cirkulation der Nahrungssäfte im Pflanzenkörper vermittelt. (Diosmose, Kapillarität). Es ist also gleichsam das unentbehrliche Transportmittel für die meisten aller anderen pflanzlichen Nährstoffe.

β) Die aus der Bedeutung des Wassers sich ergebenden Kulturregeln für die Gewächse: Einweichen der Sämereien (Keimprobe, Tausaat); Begießen im kleinen; Bewässerung der Äcker und namentlich der Wiesen im großen (Überrieselung, Hang- und Beetbau, Überstauung).

γ) Die Nachteile eines zu großen Wasserreichtums im Boden. Obgleich das Wasser von so großer Bedeutung für das Pflanzenleben ist, so hat doch eine zu große Menge hievon verschiedene Nachteile. Solche Übelstände sind: 1) nassen Bodenarten ist eine durchschnittlich niedrige Temperatur eigen (Verdunstungskälte!), welche in kalten Klimaten für wärmebedürftige Kulturen schädliche Folgen hat.

2) In nassem Boden sind die Nährstofflösungen zu sehr verdünnt.

3) In einer mit Wasser stets gesättigten Ackererde sind alle Poren mit Wasser gefüllt und es bleiben daher keine mehr für die Cirkulation von Luft über. Es ist deshalb der Zutritt von Sauerstoff mehr oder weniger gehemmt, und diese verringerte Sauerstoffmenge genügt für die Atmung der Pflanzenwurzel nicht (Reis und Zuckerrohr gedeihen auf einem mit Wasser imprägnierten sumpfigen Terrain, vielleicht, weil diese Pflanzen in den weiten Hohlräumen ihrer Wurzeln und Stengel einen genügenden Vorrat von atembarer Luft enthalten).

4) In dem mit Wasser durchtränkten Boden bildet sich durch die Verwesung der in der Erde enthaltenen organischen Substanzen sog. saurer Humus, der den meisten unserer Kulturgewächse nachteilig ist (die sauren Gräser einer Sumpfwiese).

δ) Meliorationen zu nasser Grundstücke. Um die Nachteile zu großen Wasserreichtums im Boden zu beseitigen, muß derselbe entwässert oder trocken gelegt werden. Die Entwässerungsmethoden sind verschieden: Entwässerung durch offene und verdeckte Abzugsgräben, durch Versenkung des Wassers und durch Drainage.

III. Der Stickstoff.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Der Stickstoff ist in Verbindung mit C, H und O ein Bestandteil mancher organischer Verbindungen des Pflanzenkörpers, so der Proteïnstoffe, der Amide, vieler Alkaloide, einiger Glykoside (Amygdalin, Solanin) und Fermente. Auch ist er ein Bestandteil des Ammoniaks und der Salpetersäure, deren Salze in geringer Menge in den Pflanzen vorkommen. Die Entstehung der für die Ernährung der Menschen und Tiere so wichtigen Eiweißkörper ist nur unter Beihilfe des Stickstoffes möglich.

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Der N kann, wie die Pflanzenphysiologie gezeigt hat, von den Pflanzen aufgenommen und verwertet werden: 1) in Form von Salpetersäure, HNO_3. Die Aufnahme derselben geschieht allein durch die Wurzeln in Verbindung mit Basen als salpetersaure Salze oder Nitrate; solche sind:

Salpetersaures Kalium (Kaliumsalpeter), KNO_3,
" Natrium (Chilisalpeter), $NaNO_3$,
" Ammonium, $(H_4N)NO_3$,
" Calcium (Mauersalpeter), $Ca(NO_3)_2$,
" Magnesium $Mg(NO_3)_2$.

2) In Form von Ammoniak, H_3N. Die Aufnahme dieses Körpers erfolgt, an Kohlensäure gebunden, als kohlensaures Ammonium, in Gasgestalt durch die Blätter, und, an starke Mineralsäuren gebunden, durch die Wurzeln. Solche Ammoniumsalze sind:

Schwefelsaures Ammonium, $(H_4N)_2SO_4$,
Kohlensaures " $(H_4N)_2CO_3$,
Salpetersaures " $(H_4N)NO_3$.

3) In Form von stickstoffhaltigen, organischen Verbindungen, die dem Zerfall in anorganische Stoffe nahe stehen. Solche sind: Harnstoff, Hippursäure und Harnsäure, Harn; Leucin, Tyrosin, Glycocoll; Eiweißsubstanzen, wie Knorpel, Leim, Harn 2c. Gewöhnlich werden nur die Zersetzungsprodukte dieser Stoffe, namentlich das Ammoniak, zur Bildung von Proteinstoffen Verwendung finden. Manche dieser Körper aber, wie Leucin und Tyrosin 2c., können auch unmittelbar in den Pflanzen verarbeitet werden.

4) In der Form des freien atmosphärischen Stickstoffes. In dieser Form können aber nur gewisse Pflanzen, z. B. die Leguminosen, wie die neuesten Untersuchungen gezeigt haben, den Stickstoff aufnehmen. An diesen Pflanzen bilden sich nämlich eigentümliche Wurzelknöllchen aus, in denen sich Bakterien befinden (Symbiose), durch deren Vermittelung die Pflanzen aus dem Stoffvorrat der Atmosphäre ihren Stickstoff entnehmen („Stickstoffsammler“). Die früher bestrittene Umwandlung des atmosphärischen Stickstoffes zu Eiweißkörpern ist somit bewiesen[1]).

---

1) Die Frage nach dem Ursprunge der im Pflanzen- und Tierkörper enthaltenen Stickstoffverbindungen hat schon viele Forscher beschäftigt. Boussingault (spr. Bussinjō) scheint der erste gewesen zu sein, der sie experimentell zu lösen suchte (von 1837 an). Auf Grund seiner Versuche kam er zu dem Schluß, daß Ammoniak und Salpetersäure, sowie die Salze dieser Stoffe die einzigen Formen seien, unter welchen der Stickstoff von den Pflanzen assimiliert wird. In

α) Die Stickstoffquellen der Kulturpflanzen. Der Pflanzenwelt stehen in der Natur verschiedene, stets fließende Stickstoffquellen zu Gebote, nämlich: 1) die atmosphärische Luft. Dieselbe besitzt unerschöpfliche Mengen von freiem N, aber nur ein geringer Teil kann als solcher von den Pflanzen assimiliert werden (Leguminosen!). Die meisten Pflanzen können nur die Salpetersäure HNO_3, die salpetrige Säure HNO_2 und das Ammoniak H_3N, verwerten. Diese Körper finden sich auch in der Luft und können zum Teil, z. B. in der Form des kohlensauren Ammoniaks, durch die Blätter aufgenommen werden. Das Ammoniak kommt durch Verwesung organischer, stickstoffhaltiger Substanzen in die Luft, kann sich aber auch unter Vermittelung des elektrischen Funkens, des Blitzes, aus dem Stickstoff und Wasserstoff der Atmosphäre bilden, und die salpetrige Säure, sowie die Salpetersäure können entstehen aus freiem Stickstoff durch Oxydation desselben vermittels des elektrischen Funkens und durch Oxydation von Ammoniak durch elektrische Entladung und durch Ozon ($H_3N + 4\,O = HNO_3 + H_2O$). Beide Stoffe, das Ammoniak und die Salpetersäure, kommen nach Gewittern gewöhnlich vereinigt in der Luft vor als salpetrigsaures und salpetersaures Ammonium; denn nachdem die Luftelektricität Wasserteile zersetzt hat, vereinigen sich die im Entstehungszustande befindlichen Atome von O und H mit dem N der Luft zu den genannten Verbindungen ($2\,H_2O + O + N_2$ unter Einwirkung von Elektricität $= H_4 + O_2 + O + N_2$, und dann durch chemische Vereinigung: $(H_4N)NO_3$). Ob sich, wie Schönbein behauptet, durch rasche Verdunstung des Wassers an der Luft auch salpetrigsaures Ammonium bilde, indem sich hiebei ebenfalls N, H und O miteinander vereinigen, ($N_2 + 2H_2O = (H_4N)NO_2$), wird von vielen bestritten.

2) Der Boden. Die Stickstoffverbindungen der Luft (kohlensaures, salpetersaures und salpetrigsaures Ammonium) werden durch die atmosphärischen Niederschläge dem Boden zugeführt und können von hier aus durch die Wurzeln in die Pflanzen gelangen. Der Boden liefert aber selbst durch den hier stattfindenden Salpeterbildungsprozeß oder die Nitrifikation den Pflanzen bedeutende Mengen von Ammoniak, Salpetersäure und deren Salzen. Dieser Prozeß, für die Pflanzen von der größten Bedeutung, besteht nämlich darin, daß sich die im Boden befindlichen tierischen und pflanzlichen Reste zersetzen, in Kohlensäure, Wasser, Ammoniak und Salpetersäure auflösen und daß sich aus den letzteren Körpern salpetersaure Salze oder Nitrate bilden. Die einzelnen Phasen dieses Vorganges sind:

neuerer und neuester Zeit befaßten sich die Forscher Berthelot, B. Frank und namentlich Hellriegel und Wilfarth (1888) eingehend mit diesem Gegenstande. Die Untersuchungen derselben, und namentlich der beiden letzteren, bestätigen nun zwar die Ansicht Boussingaults insofern als sie zeigen, daß die Pflanzen für sich allein nicht die Fähigkeit besitzen, den freien Stickstoff der Atmosphäre zu assimilieren, sondern auf die Zufuhr löslicher Stickstoffverbindungen angewiesen sind; allein sie weisen auch mit Bestimmtheit die Thatsache nach, daß im Boden, unter dem Einflusse von Mikroorganismen eine Bindung des freien Stickstoffes stattfindet.

Das Organische verwest, N und H werden frei und vereinigen sich im Entstehungszustande miteinander zu Ammoniak ($H_3 + N = H_3N$).

Bei Gegenwart von Luft und gewissen Basen, z. B. Kalk, wird das Ammoniak zu Salpetersäure oxydiert, welche sich mit der vorhandenen Base zu einem Nitrit oder Nitrat vereinigt ($2H_3N + 8O + CaO = Ca(NO_3)_2 + 3H_2O$).

Es kann auch vorkommen, daß die entstehende Salpetersäure ($H_3N + 4O = HNO_3 + H_2O$) auf im Boden befindliche Salze einwirkt, wodurch dann ebenfalls Nitrate entstehen ($2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2$). — Man vergleiche auch S. 92.

3) Die Düngung. Die Stickstoffmengen, welche die Pflanze aus den beiden genannten Quellen zu schöpfen vermag, genügen für die Anforderungen einer intensiven Kultur im allgemeinen nicht. Der Landwirt ist daher gezwungen, durch Düngung der Pflanze eine neue Quelle des Stickstoffes zu erschließen. Die wichtigsten stickstoffreichen Düngmittel, welche in der Landwirtschaft Anwendung finden, sind:

1) Tierische Dünger (besonders auch Jauche); 2) verwesende stickstoffhaltige Körper (Knorpel, Leim, Horn, Haare, Federn, Wolle 2c.); 3) Abfälle von Gewerben (Knochenkohle aus Zuckerfabriken 2c.); 4) Chilisalpeter $NaNO_3$; 5) schwefelsaures Ammonium als Nebenprodukt aus Gasfabriken; 6) die verschiedenen Guanosorten; 7) Kompostdünger (S. 92).

β) Der Kreislauf des Stickstoffes (S. 37).

IV. Der Schwefel.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Der Schwefel kommt, wenn auch in geringer Menge, in allen Pflanzen vor, da er zur Konstitution der Proteinstoffe nötig ist; auch ist er ein Bestandteil einiger scharfer ätherischer Öle in den Zwiebeln (Knoblauchöl) und in Cruciferen (Senföl, Öle aus Rettich, Meerrettich, Pfennigkraut 2c.). Neben ihren organischen Schwefelverbindungen enthalten unsere Kulturgewächse auch kleinere Mengen von schwefelsauren Salzen. Das Vorkommen des Schwefels in den genannten Verbindungen erklärt es, daß die Pflanzen bei Ausschluß dieses Elementes sich höchst kümmerlich entwickeln und bald zu Grunde gehen.

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Der Schwefel kann nicht in Form des Elementes, auch nicht als schweflige Säure, Schwefelwasserstoff 2c., sondern nur in Form der schwefelsauren Salze oder Sulfate aufgenommen werden, und zwar durch die Wurzeln. Solche Sulfate sind:

Schwefelsaures Kalium, K_2SO_4,
" Natrium, Na_2SO_4,
" Ammonium $(H_4N)_2SO_4$,

Schwefelsaures Calcium, $CaSO_4$,
" Magnesium, $MgSO_4$.

α) Die Schwefelquellen der Kulturpflanzen. 1) Der Ackerboden. Derselbe enthält verschiedene Sulfate, wie $CaSO_4$, K_2SO_4 rc., die in die Pflanzen übergehen können.

2) Die Düngung. Schwefelsäurehaltige Stoffe werden den Pflanzen zugeführt durch den Stalldünger und die Jauche, durch das schwefelsaure Ammonium, das man als Nebenprodukt in den Gasfabriken erhält und durch den Gips, $CaSO_4$, den man gewöhnlich auf die Felder und Wiesen streut.

β) Die Wirkungsweise des Gipses, S. 106.

V. Der Phosphor.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Der Phosphor findet sich in allen Pflanzen, besonders in Begleitung der Proteinstoffe, deshalb in größerer Menge in denjenigen Teilen, welche reich an letzteren sind (so enthalten an Phosphor Roggenkörner 1 %, Erbsen 0,98 %, Leinsamen 1,53 % der Trockensubstanz). Ob der Phosphor zur Konstitution der Proteinstoffe nötig ist (dieselben enthalten allerdings neben Stickstoff und Schwefel häufig auch geringe Mengen von Phosphor), ist fraglich, jedenfalls spielt er aber bei der Entstehung und Wanderung dieser Stoffe in den Pflanzen eine wichtige Rolle; daraus erklärt es sich auch, daß sich keine Pflanze bei Ausschluß dieses Elementes normal entwickeln kann. Ganz besonders bedürfen die Körnerfrüchte (Cerealien und Leguminosen) des Phosphors und es scheint, daß er zur Bildung und Aufspeicherung der Proteinstoffe in den Samen in naher Beziehung steht (Phosphorpflanzen!).

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Freier Phosphor, Phosphorwasserstoff, phosphorigsaure und unterphosphorigsaure Salze können nicht zur Ernährung der Pflanze dienen, sondern der Phosphor kann nur in der Form der gewöhnlichen phosphorsauren Salze von der Pflanze verwertet werden. Die Phosphate, welche die Pflanze assimilieren kann, sind entweder an und für sich im Wasser löslich, wie:

das phosphorsaure Kalium, KH_2PO_4,
" " Natrium, Na_2HPO_4,
" " Ammonium, $(H_4N)_3PO_4$.

oder sie werden erst mit Hilfe von Kohlensäure, oder anderen Salzen (Nitraten, Ammoniumsalzen rc.) oder durch die lösende Kraft der Wurzel selbst in Auflösung gebracht, wie:

das phosphorsaure Calium $Ca_3(PO_4)_2$,
" " Magnesium $MgHPO_4$ u. $Mg_3(PO_4)_2$,
" " Eisenoxydul $Fe_3(PO_4)_2$,
" " Eisenoxyd $Fe(PO_4)_2$.

α) Die Phosphorquelle der Kulturpflanzen. 1) Der Ackerboden. Derselbe enthält Phosphor in Form phosphorsaurer Salze, unter welchen das phosphorsaure Calcium das wichtigste ist. Dieses ist der Hauptbestandteil der Mineralien Apatit (normales phosphorsaures Calcium in Verbindung mit Fluorcalcium oder Chlorcalcium), Spargelstein (gelber Apatit) und Phosphorit (ein unreiner, erdiger Apatit). Durch Verwitterung dieser Mineralien geht der P in die Ackerkrume über und von da aus in die Pflanzen.

2) Die Düngung. Da der Phosphor nur in geringen Mengen im Boden vorkommt und unsere Kulturgewächse, namentlich die Getreidearten des Phosphors unbedingt zur Körnerbildung bedürfen, so ist eine Zufuhr von Phosphor durch Phosphorsäuredünger dringend geboten. Solche sind, außer dem gewöhnlichen Stalldünger, der auch Phosphorsäure enthält:

I. Die Knochen. Sie enthalten 58–62 % phosphorsaures Calcium und Magnesium und werden zum Dünger verwendet:

a) Als Knochenmehl und zwar: α) als rohes Knochenmehl: die Knochen werden nur mechanisch zerkleinert, zerstampft; β) als entfettetes (mit Benzin) und gedämpftes Knochenmehl: die Knochen werden in verschlossenen eisernen Behältern unter großem Druck mit Wasserdampf längere Zeit in Berührung gelassen und dann zerkleinert (wirkt im Boden rascher und intensiver als das erstere); γ) als aufgeschlossenes Knochenmehl oder Knochenmehlsuperphosphat[1]); dieses wird dargestellt, indem man Schwefelsäure auf Knochenmehl einwirken läßt, wodurch das in den Knochen vorhandene normale phosphorsaure Calcium, $Ca_3(PO_4)_2$ in das leicht lösliche saure phosphorsaure Calcium, $CaH_4(PO_4)_2$ übergeführt wird, während andererseits Gips entsteht nach der Gleichung:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = H_4Ca(PO_4)_2 + 2CaSO_4.$$

Durch dies Aufschließen des Knochenmehls soll die Phosphorsäure der Pflanzenwurzel leichter zugänglich gemacht werden, was auch thatsächlich völlig erreicht wird (Fermentieren der Knochen).

b) Als Knochenasche. Es ist dies der Rückstand, den man durch Einäschern von Knochen erhält. Sie enthält von kostbaren Nahrungsmitteln nur Phosphorsäure, da der Stickstoff durch das Einäschern verloren geht, und wird daher nicht eigens zu dem Zwecke, um als Dünger zu dienen, dargestellt, sondern nur als Abfall irgend einer technischen Operation in den Handel gebracht.

c) Als Knochenkohle. Diese gelangt als Abfall der Zuckerfabrikation in den Düngerhandel.

II. Der Guano. Es gibt verschiedene Guanosorten. Der sog. Peruguano besteht aus Exkrementen verschiedener Seevögel und den Resten abgestorbener Seetiere. Den Fischguano stellt man aus geringwertigen Fischen und den Abfällen des Fischfanges her 2c.

1) super, über, also soviel als ein überphosphorsaures Salz; sub, unter!

III. Die Koprolithen und Osteolithen, fossile Stoffe, die reich an phosphorsaurem Calcium sind und die ihre Entstehung festen Exkrementen und Knochen vorweltlicher Tiere verdanken. Sie kommen in England, Rußland und Frankreich vor (direkt und aufgeschlossen angewendet).

IV. Die Mineralphosphate, phosphorsäurehaltige Mineralien, Apatite und Phosphorite, welche, entweder direkt oder mit Schwefelsäure aufgeschlossen, als Dünger verwendet werden. Berühmt sind die Phosphorite des Lahnthales und die spanischen Phosphorite.

V. Die Thomasschlacke. Diese wird bei der Entphosphorung des Roheisens als Nebenprodukt gewonnen und enthält etwa 16—17 % Phosphorsäure.

VI. Das Silicium.

a) Bedeutung für die Pflanzen. Das Silicium findet sich in fast allen Pflanzen, wenn auch meist in geringen Mengen und zwar in Verbindung mit O als Kieselsäure. Besonders kieselsäurereich sind die Gramineen, Equisetaceen und Diatomeen. Früher war man der Ansicht, das Si sei ein unentbehrlicher Pflanzennährstoff und meinte, es bedinge die Festigkeit und Widerstandsfähigkeit der Stammgebilde mancher Pflanzen. Die hierüber angestellten Untersuchungen haben aber ergeben, daß die höheren Pflanzen das Si zur normalen Entwicklung nicht bedürfen.

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Das Si kann von den Pflanzen als freie Kieselsäure (H_4SiO_4), die im Wasser löslich ist, sowie in Form der kieselsauren Salze (kieselsaures K, Na, Mg, Ca ꝛc.) von den Pflanzen aufgenommen werden. Diese Körper kommen durch Verwitterung des Feldspates und feldspathaltiger Gesteine (S. 117) in den Boden.

VII. Das Kalium.

a) Bedeutung. Wie Kulturversuche ergeben haben, gehört das K zu den unentbehrlichen Pflanzennährstoffen. Die Pflanzen entwickeln sich höchst kümmerlich, wenn ihnen kein K geboten wird. Was seine physiologische Funktion betrifft, so scheint es von Wichtigkeit für die Neubildung der Stärke und für die Wanderung derselben im Pflanzenkörper zu sein.

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Das K kann in Form der Kaliumsalze, wie

schwefelsaures K, K_2SO_4,
salpetersaures „ KNO_3,
kohlensaures „ K_2CO_3,

phosphorsaures K, K_3PO_4
kieselsaures „ K_4SiO_4
und Chlorkalium, KCl

von den Pflanzen aufgenommen werden.

Die Kaliumquellen der Kulturpflanzen. 1) Der Boden, der KNO_3, K_2SO_4 und Feldspat enthält.

2) Der Dünger. Als kaliumhaltige Dünger werden benützt:

α) die Asche, die K_2CO_3 enthält,

β) die Kalidünger der Staßfurter Abraumsalze. Die wichtigsten derselben sind:

der Sylvin, KCl;
„ Karnallit, $KCl + MgCl_2 + 6H_2O$;
„ Kainit, $K_2SO_4 + MgSO_4 + MgCl_2 + 6H_2O$;
„ Polyhalit, $K_2SO_4 + MgSO_4 + 2CaSO_4 + 2H_2O$.

Diese Kalidünger sind für die Landwirtschaft von großer Bedeutung (werden namentlich für Leguminosen, Tabak und Wein angewandt).

Zusatz. Das Natrium kommt zwar in vielen Pflanzenaschen vor, doch entwickeln sich alle Pflanzen auch ohne Natriumsalze normal. Das Chlor, von dessen Vorkommen dasselbe wie vom Na gilt, scheint für die Ernährung der Pflanzen vorteilhaft zu sein, namentlich in Verbindung mit K als Chlorkalium.

VIII. Das Calcium und Magnesium.

Diese beiden Elemente sind für die Entwicklung der Pflanzen nötig und werden als lösliche Salze aufgenommen.

IX. Das Eisen.

a) Bedeutung. Das Fe kommt zwar nur in sehr geringer Menge im Pflanzenkörper vor, doch ist es für alle grünen Pflanzen unentbehrlich, da es zur Bildung des Chlorophylls dient. Kultiviert man die Pflanzen in eisenfreien Lösungen, so werden zwar die ersten Blätter noch grün, weil sie das Fe des Samens verwenden können, aber später kommen die Blätter mangelhaft grün, gelb und bleich zur Entwicklung. Diese gelbsüchtigen (ikterischen) und bleichsüchtigen (chlorotischen) Blätter zeigen auch eine schwächliche Entwicklung und gehen bald zu Grunde, jedenfalls deshalb, weil sie wegen Chlorophyllmangels nicht genügend assimilieren.

b) Chemische Form seiner Aufnahme. Das Fe kann in Form löslicher Eisensalze in die Pflanzen übergehen.

Rückblicke.

a) Die notwendigen Nährstoffe der Pflanzen.

Diese sind:

I. Säuren.	II. Basen.
1) Salpetersäure, HNO_3,	1) Kalium,
2) Kohlensäure, H_2CO_3,	2) Ammonium,
3) Schwefelsäure, H_2SO_4,	3) Calcium,
4) Phosphorsäure, H_3PO_4,	4) Magnesium,
5) Kieselsäure, H_4SiO_4.	5) Eisen.
III. Indifferente Verbindungen.	**IV. Elemente.**
Wasser, H_2O.	Sauerstoff.

Die Säuren und Basen werden gewöhnlich in Form der entsprechenden Salze aufgenommen, z. B. salpetersaures, kohlensaures, schwefelsaures, phosphorsaures, kieselsaures Kalium 2c.

b) Einteilung der Pflanzen nach ihrem Nahrungsbedürfnis.

Aus dem Vorhergehenden ergibt sich, daß verschiedene Pflanzen und Pflanzenteile qualitativ und quantitativ verschiedene mineralische Stoffe zu ihrem Gedeihen notwendig haben. Deshalb pflegt man nach dieser Hinsicht die Pflanzen wie folgt einzuteilen. Diese Einteilung läßt sich jedoch nicht strenge durchführen.

1) Kieselpflanzen (vorzugsweise Kieselsäure in den Blättern und Stengeln): die Familie der Gräser, namentlich die Getreidearten, der Schachtelhalm, die Brennessel, der rote Fingerhut 2c.

2) Kalipflanzen: die Kartoffel, die Zuckerrüben, der Tabak, die Cichorie, der Weinstock 2c.

3) Kalkpflanzen: Hülsenfrüchtler, Orchideen, Enzian, Nießwurz, Alpenrose 2c.

4) Phosphorpflanzen (zur Bildung des Samens vorzugsweise Phosphorsäure nötig): die Getreidearten.

5) Salzpflanzen (enthalten größere Mengen von Natrium): Gänsefuß, Melde, Salzkraut 2c.

c) Die Nahrungsquellen der Kulturpflanzen.

Diese sind:

I. Die Atmosphäre. Aus ihr entnehmen die Pflanzen: Kohlensäure, Ammoniak (kohlensaures Ammoniak), Salpetersäure, salpetrige Säure (salpetersaures und salpetrigsaures Ammoniak), Stickstoff (Leguminosen!) und Sauerstoff.

II. Der Ackerboden, der die verschiedensten Nährsalze der Pflanzen enthält.

III. Der Dünger:

a) Tierische Dünger (Arten desselben!).

b) Kompostdünger.
c) Pflanzendünger.
d) Hilfs- oder Handelsdünger:
   α) Stickstoffdünger:
      1) Chilisalpeter,
      2) Schwefelsaures Ammonium.
   β) Stickstoffphosphate:
      1) Knochenmehl,
      2) Fischguano,
      3) Peruguano.
   γ) Phosphatdünger:
      1) manche Guanosorten,
      2) Thomasschlacke.
   δ) Kalidünger (S. 226),
e) Indirekt wirkende Dünger:
      1) der Kalk,
      2) der Mergel,
      3) der Gips,
      4) das Kochsalz.

IV. Die Bearbeitung des Bodens (inwiefern indirekt Nahrungsquelle?).
V. Die Brache (desgleichen).
VI. Die Fruchtfolge (desgleichen).

d) Inwiefern die Fortschritte der Chemie zur Hebung der Landwirtschaft beigetragen haben.

1) Die Fortschritte der Chemie ermöglichten eine genauere Untersuchung der Boden- und Pflanzenbestandteile, wodurch man diejenigen Stoffe fand, welche die Pflanzen als Nahrung brauchen (Liebig und sein Werk: die Agrikulturchemie).

2) Die Untersuchungsresultate Hellriegels (S. 220) zeigen dem Landwirt, wie er seine Grundstücke auf billige Weise mit Stickstoff bereichern und auf diese Weise verbessern kann (Lupine!).

3) Die Fortschritte der technischen Chemie ermöglichten die Gewinnung und Benützung von Stoffen, die wertvolle Nährstoffe der Pflanzen sind (schwefelsaures Ammonium bei der Leuchtgasfabrikation, Thomasschlacke (S. 225), Knochenkohle (S. 224).

4) Sie lehrten, wie viele Stoffe zubereitet werden müssen, damit sie von den Pflanzen aufgenommen werden können (Aufschließung der Knochenphosphate!).

5) Sie lehrten die künstliche Gewinnung verschiedener Dünger (Staßfurter Abraumsalze, Kompostdünger, Fischguano rc.).

6) Die Fortschritte der Chemie trugen zu einer erhöhten Produktion der Kulturpflanzen bei und ermöglichten dadurch einen vermehrten Viehstand.

§. 65. Die Stoffaufnahme und Saftleitung der Pflanzen.

a) Beschaffenheit der Pflanzennahrung. Die unorganischen Stoffe, von denen sich die Pflanze nährt, kann diese

nur dann aufnehmen, wenn sie sich im flüssigen oder gasförmigen Zustande befinden. Dies erklärt sich daraus, daß alle physiologisch-chemischen Prozesse der Pflanze nur in den Zellen derselben stattfinden, und daß diese von der Außenwelt durch eine Membran, die keine Öffnungen im gewöhnlichen Sinne hat, und nur von Flüssigkeiten und Gasen durchdrungen werden kann, getrennt sind.

b) Organe zur Aufnahme der Nahrung. 1) Die jüngsten Teile der Wurzeln, soweit sie mit Haaren versehen sind. Diese nehmen das Wasser samt den darin aufgelösten Nahrungsstoffen aus dem Boden auf. 2) Die Blätter, durch welche luftförmige Stoffe aus der Atmosphäre in die Pflanzen gelangen.

c) Ursachen der Aufnahme der Nahrungsstoffe in die Pflanzen und der Zirkulation des Saftes in denselben. 1) Die Diosmose (Diffusion). Darunter versteht man den Übergang von Flüssigkeiten (und Luftarten) durch eine poröse Wand hindurch.

Sind nämlich Flüssigkeiten von verschiedener Dichtigkeit durch eine dünne, organische Haut getrennt, so suchen sie sich auszugleichen, und zwar vorherrschend in der Weise, daß die verdünntere Lösung zur konzentrierteren überströmt. Dieser Vorgang findet nun auch zunächst zwischen den Zellen der äußerst feinen Verzweigungen der Wurzeln und dem dieselben umgebenden Wasser des Bodens, das die verschiedenen Nährsalze enthält, statt. Da der flüssige Zellinhalt dichter als das Wasser ist, so dringt letzteres in die zunächst liegenden Zellen und von da in die folgenden, und gelangt so immer weiter [1]).

In ähnlicher Weise geht auch in den Blättern die Aufnahme von Gasen aus der Atmosphäre in das Innere des Pflanzenkörpers vor sich. Um diesen Vorgang besser zu verstehen, müssen wir uns den inneren Bau der Blätter klar machen (vergleiche S. 213). Die Gase der Atmosphäre treten aus der Atemhöhle und den Zwischenzellengängen infolge der Diffusion in die chlorophyllhaltigen Zellen ein.

---

1) Zu der osmotischen Kraft, welche bei der Aufnahme der gelösten Stoffe durch die Wurzel hauptsächlich wirksam ist, tritt noch eine andere, eigentümliche Eigenschaft der Wurzel hinzu, vermöge welcher dieselbe scheinbar ungelöste feste Substanzen des Bodens aufnehmen kann (läßt man auf einer polierten Marmorplatte Samen in Sand keimen, so läßt sich der Lauf der Wurzeln an den aufgefressenen Stellen erkennen). Es rührt dies daher, daß die feinsten Wurzelendungen einen aus Kohlensäure und Pflanzensäuren bestehenden sauren Zellsaft enthalten (durch Andrücken derselben an blaues Lackmuspapier leicht zu zeigen), den sie durch die Membran ausscheiden und hiedurch manche feste Stoffe, wie kohlensaures Calcium, auflösen, das in dieser Form von den Pflanzen als Nahrung aufgenommen wird.

2) Die durch die Blätter bewirkte Verdunstung des Wassers oder die Transpiration.

Durch den unter 1) beschriebenen Vorgang muß allmählich eine vollständige Gleichheit in der Dichtigkeit des Inhaltes sämtlicher Zellen eintreten. Ist diese aber hergestellt, so müßte die aufsteigende Bewegung und Zirkulation des Saftes aufhören, wenn nicht ein anderer Faktor hier ins Mittel träte. Dies ist die Verdunstung. Durch den Umstand, daß ein großer Teil des durch die Wurzeln aufgenommenen Wassers namentlich an der Oberfläche der Blätter verdunstet, wird jedenfalls das Gleichgewicht zwischen den verdunstenden Zellen und deren Nachbarzellen gestört, indem hiedurch der flüssige Inhalt der ersteren dichter und konzentrierter wird, als der Inhalt der der Verdunstung nicht ausgesetzten Zellen. Folglich kann nun wieder der durch Diosmose bewirkte Austausch stattfinden.

3) Die fortwährend vor sich gehende physiologische Verarbeitung der in die Zellen gelangten Substanzen.

Die in den Zellen neugebildeten Verbindungen werden nach außen sich zu verbreiten suchen und die dort zerstörte Verbindung wird von außen wieder aufgenommen werden, weil hiebei der Gleichgewichtszustand gestört ist. Es trägt somit auch dieser physiologisch-chemische Vorgang dazu bei, daß die Zirkulation des Saftes in den Pflanzen zu einem kontinuierlichen Prozeß wird.

4) Die Kapillarattraktion. Darunter versteht man die Erscheinung, daß Flüssigkeiten in sehr engen Röhren in die Höhe steigen vermöge der Adhäsion, welche die Röhrenwände auf die Flüssigkeitsteilchen ausüben.

Nun befinden sich in allen höher organisierten Pflanzen neben den Zellen auch cylindrische Gefäße, welche dadurch entstehen, daß eine Anzahl gerade übereinander liegender Zellen sich durch Schwinden der sie trennenden Scheidewände zu mikroskopisch feinen Röhrchen vereinigen, in denen die Kapillarattraktion zur Wirksamkeit gelangt.

Das sind die Kräfte, welche geräusch- und rastlos den Strom des Saftes hinaufführen von dem tiefsten Grunde der Wurzeln bis zum Gipfel der höchsten Bäume.

„Es steigt der Saft in tausend Zellen,
Durch zarte Adern kreist sein Lauf,
Und reiche Lebensströme quellen,
Aus dunklem Grund der Erde auf“.

§. 66. Der Assimilationsprozeß der Pflanzen.

a) Wesen. Unter Assimilation [1]) der Pflanzen versteht man die Verarbeitung der von denselben aufgenommenen unorganischen Stoffe zu organischen.

1) Vom lat. assimilāre, verähnlichen, gleichmachen.

Diese Umwandlung unorganischer Stoffe in organische Substanz durch die Pflanzen besteht darin, daß diese aus hochoxydiertem kohlenstoffhaltigem Material und Wasser sauerstoffärmere oder sauerstofflose Verbindungen erzeugen. Diese Produktion von organischer Substanz ist also im wesentlichen nichts anderes als ein Reduktions- oder Desoxydationsprozeß, mit dem die Freiwerdung und Ausscheidung einer ziemlich großen Quantität von Sauerstoff verbunden ist. Die so entstehenden organischen Verbindungen sind das wesentliche Material, aus dem der Pflanzenleib sich aufbaut.

b) Bedeutung. Die Assimilation gehört mit zu den großartigsten und wichtigsten chemischen Prozessen der Natur. 1) Werden durch die Assimilation die Nahrungsstoffe für Menschen und Tiere bereitet.

Das Tier kann sich von unorganischen Stoffen nicht nähren. „Unmittelbar an die starre Brust der toten Natur gelegt, würde es verschmachten". Das Tier bedarf eines Vermittlers, der die unorganische Materie in organische Substanz überführt, diese also aus jener erzeugt oder produziert. Diesen findet es in den Pflanzen. Durch die Wurzeln und Blätter entnehmen dieselben fortwährend aus Luft und Boden mineralisches Material (Kohlensäure, Wasser, Salze) und wandeln es in organische Stoffe (Kohlehydrate, Fette, Eiweißkörper rc.) um.

2) Durch die Assimilation wird die Luft fortwährend mit Sauerstoff bereichert.

Auf diese Weise findet ein Ersatz des durch das Atmen der Menschen und Tiere verbrauchten Sauerstoffes statt rc. (Wechselbeziehung zwischen Pflanzen- und Tierreich).

3) Der Assimilationsprozeß bewirkt, daß in der Kohlensäure der Kohlenstoff vom Sauerstoff geschieden wird, so daß der erstere wieder verbrennen und dadurch Wärme erzeugen kann (die Pflanze bereitet also aus verbrannten Stoffen wieder brennbares Material).

Bei diesem Vorgange verwandelt sich nämlich die aktuelle Energie (lebendige Kraft) der Sonnenstrahlen in potentielle Energie (chemische Spannkraft oder Affinität), und bei der Verbrennung des Kohlenstoffes findet wieder eine Umwandlung chemischer Energie in lebendige Kraft, in Wärme, statt [1]).

---

1) Um die Erforschung des Assimilationsprozesses haben sich verdient gemacht: Ingenhousz (spr. J'nchenhauß), ein Holländer, um 1796 (beobachtete zuerst, daß die grünen Pflanzen CO_2 zersetzen und O ausscheiden), Saussure (spr. Sosühr) in Genf um 1804 (erkannte die CO_2 der Atmosphäre als wichtigste Kohlenstoffquelle der Pflanzen), Thaer, 1752—1828, Professor der Landwirtschaft in Berlin, begründete die Humustheorie (der Humus

c) Apparat, in dem der Assimilationsprozeß stattfindet. Dies ist die chlorophyllhaltige Zelle.

Nur diese Zellen sind imstande, den Assimilationsprozeß zu vollziehen; jede Zelle, die kein Chlorophyll enthält, ist darauf angewiesen, die zu ihrem Wachstume erforderliche organische Substanz von außen zu beziehen, z. B. jede Pilzzelle.

d) Bedingungen zum Zustandekommen des Assimilationsprozesses. 1) Vorhandensein des Rohmaterials, aus dem die organische Substanz produziert wird, nämlich von Kohlensäure und Wasser.

Die chlorophyllhaltige Zelle muß, um organische Substanz produzieren zu können, einen gewissen Wasserreichtum besitzen. Bis zur Steifheit getrocknete Blätter haben die Fähigkeit, organische Substanz in sich zu erzeugen, verloren. Was die Kohlensäure betrifft, so geht die Produktion von organischer Substanz am besten vor sich, wenn dieselbe mit anderen unschädlichen Gasen vermischt ist.

2) Vorhandensein von Licht. Dieses ist die Kraft, welche in der grünen Pflanze die zu dem Prozesse der Erzeugung von organischer Substanz notwendige Arbeit, nämlich die Vollziehung eines Reduktionsprozesses, leistet.

Welche Strahlen des Lichtes hier die Wirkung vollbringen, wird von den Forschern in widersprechender Weise beantwortet. Manche halten die roten, andere die gelben für die wirksamsten. Nach den Versuchen von William Siemens (1880), der nächtlich mit elektrischem Lichte beleuchtete Pflanzen ganz besonders wachsen sah, sollte man glauben, daß die mehr brechbaren Strahlen die beste Wirkung haben.

3) Ein gewisser Temperaturgrad, der bei verschiedenen Pflanzen ein verschiedener ist.

e) Verlauf des Assimilationsprozesses. Dieser dunkle, geheimnisvolle chemische Vorgang ist in seinen Einzelheiten noch nicht genau bekannt. Doch haben die Untersuchungen von Cramer, Nägeli und J. Sachs gezeigt, daß die direkt in der chlorophyllhaltigen Zelle aus CO_2 und H_2O gebildete organische Substanz in den meisten Fällen Stärkemehl ($C_6H_{10}O_5$) ist, die sich den Chlorophyllkörnern dann eingebettet zeigt, in selteneren Fällen wohl auch fettes Öl und Zucker ($C_6H_{12}O_6$).

---

des Bodens müsse neben dem Wasser als Hauptnahrungsmittel der Pflanzen angesehen werden), Liebig verwirft die Humustheorie und begründet die Mineraltheorie (die Pflanzen können den im H_2O unlöslichen Humus nicht aufnehmen, sondern nur dessen Zersetzungsprodukte: CO_2, H_2O, H_3N und Asche, der Humus habe aber trotzdem eine große Bedeutung für die Pflanzen), Sachs (erkannte um 1862, daß die Stärke das Erstlingsprodukt der Assimilation sei).

Dieser Ansicht gemäß kann der Assimilationsprozeß durch folgende Gleichungen ausgedrückt werden:

$$6CO_2 + 5H_2O = C_6H_{10}O_5 + 6O_2 \text{ oder}$$
$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$$

Nach den neuesten Untersuchungen von Pringsheim soll als erstes Assimilationsprodukt das Hypochlorin, ein aus CO_2 und H_2O entstehender Kohlenwasserstoff, anzusehen sein, aus dem dann Stärke u. s. w. entstehe.

Versuche. 1) Um sich von der Thatsache zu überzeugen, daß grüne Pflanzenteile unter dem Einflusse des Lichtes Kohlensäure einatmen und O abgeben, kann man folgende Versuche anstellen, S. 217.

2) Will man die Stärke in den Assimilationsorganen nachweisen, so kann dies auf folgende Weise geschehen (makrochemischer Nachweis). Man legt Blätter von Kapuzinerkresse (Tropaeolum), oder Bohnen (Phaseolus) 2c. einige Minuten in kochendes Wasser und dann in starken Alkohol, den man in einem Glaskolben auf etwa 60° erwärmt. Der letztere nimmt den Chlorophyllfarbstoff schnell in sich auf und nach einigen Minuten erscheinen die extrahierten Blätter farblos. Diese legt man nun einige Zeit in Jodtinktur (Porzellanschale!), worauf bei Anwesenheit von Stärke die bekannte Reaktion (S. 71) eintritt.

f) Entstehung anderer Stoffe. Die Assimilationsprodukte (Stärke) werden entweder sofort oder später an dem Orte ihrer Entstehung oder an den Stellen, wohin sie gewandert sind, in andere Verbindungen, z. B. in stickstoffhaltige umgewandelt (d. h. die Kohlehydrate werden bei Anwesenheit von Nitraten und Ammoniumsalzen, die durch die Wurzeln aufgenommen werden, zu stickstoffhaltigen Produkten verarbeitet). Man nennt diesen Vorgang den Stoffwechsel der Pflanze. Dieser geht in sämtlichen Zellen der Pflanze vor sich, auch im Finstern, während der Assimilationsprozeß nur in den chlorophyllhaltigen Organen stattfindet und zwar nur unter Einfluß des Lichtes.

g) Wanderung der organischen Substanz (des Stärkemehls). Darunter versteht man die Erscheinung, daß die in den chlorophyllhaltigen Zellen der Blätter gebildete organische Substanz in der chemischen Form der Stärke die Zellhaut durchdringt, von einer Zelle in die andere übergeht und so schließlich in ganz entlegene Teile der Pflanzen gelangt (wanderndes Stärkemehl).

Daß eine solche Wanderung stattfinden muß, geht aus folgender Überlegung hervor. Organische Substanz, d. i. Stärkemehl, wird nur in den chlorophyllhaltigen Zellen gebildet, und zwar nur dann, wenn sie dem Lichte ausgesetzt sind. Nun findet man aber in den Zellen

mancher Pflanzen, wie in den Knollen der Kartoffel, Stärkemehl, ohne daß dieselben von dem Lichte getroffen werden. Mithin muß es hieher gewandert sein.

Übrigens wurde das Stärkemehl auf seiner Wanderung auch von verschiedener Seite beobachtend verfolgt. Das Stärkemehl, als solches unfähig, die Zellhaut zu durchdringen, wird bei Vollzug dieses Vorganges in einen löslichen, wahrscheinlich zuckerartigen Stoff verwandelt (Glykose). So findet man bei der Kartoffel, deren Blätter Stärkemehl erzeugt, in den leitenden Geweben eine zuckerartige Substanz, die sich bis in die wachsenden Knollen hineinzieht und hier wieder in Stärke verwandelt wird. Bei der Runkelrübe entsteht auf diese Weise in der Wurzelknolle krystallisierbarer Rohrzucker.

b) Verwendung der produzierten organischen Substanz. Diese ist eine verschiedene.

1) Zunächst kann sie verwendet werden zur Bildung von Zellhaut, und damit zur Ausbildung neuer Organe, also zum Wachstum der Pflanze, sowie zur Bildung anderer stickstoffreier Pflanzenkörper, wie Zucker, Öl, Pflanzensäuren u. s. w. Die diesen Zwecken dienenden Substanzen bezeichnet man als Baustoffe.

2) Derjenige Teil der produzierten organischen Substanz, der in der gerade gegenwärtigen Vegetationsperiode zur Neubildung nicht Verwendung findet, wird in der Pflanze in zweckmäßig gelegenen Teilen, z. B. in Samen, Markstrahlen, Knollen, Holzzellen, in Form von Stärkemehl, Inulin, Zucker und Öl aufbewahrt für spätere Perioden, in denen das Baumaterial (die Nahrung) anderweitig nicht zu beschaffen ist (z. B. im Frühling beim Austreiben der Knospen, oder beim Keimen des Samens, wobei die Keimpflanze ganz auf diese Stoffe angewiesen ist). Die so abgelagerten Körper nennt man Vorrats- oder Reservestoffe, und jene Organe, in welchen sie sich ansammeln, Reservestoffbehälter (Reservoire).

Zusatz. Die organischen Verbindungen als Nahrungsmittel der Pflanzen.

Oben wurde gesagt, daß sich die Pflanzen nur von unorganischen Stoffen ernähren können. Diese Behauptung bedarf der Einschränkung, da es Pflanzen gibt, die Nahrung in Form organischer Verbindungen aufnehmen. Unter diesen sind folgende Gruppen zu unterscheiden:

a) alle chlorophyllosen Pflanzen können sich nur von organischen Stoffen nähren, da sie keine Kohlensäure aufzunehmen und zu zersetzen imstande sind. Sie leben nur auf organischen Substraten, die ihnen den C in Form organischer Verbindungen liefern. Die auf faulenden organischen Stoffen vorkommenden Pflanzen nennt man Saprophyten (Fäulnisbewohner); sie ernähren sich von den organischen Verbindungen, in welche die vegetabilischen und animalischen Stoffe bei ihrer Fäulnis und Verwesung zerfallen. Die auf oder in dem Körper lebender Pflanzen und Tiere wachsenden Pflanzen werden Parasiten (Schmarotzer) genannt. Die Bestandteile derselben bilden die Nahrung der Parasiten. Die Pflanze, auf welcher ein Schmarotzer lebt, wird die Nährpflanze oder sein Wirt genannt. Das meistens auf

Ernährungszwecken beruhende Zusammenleben zweier Wesen nennt man Symbiose[1]), (die Flechten: Algen und Pilze!)

Saprophyten sind: 1) die Pilze, Schmarotzerpilze ausgenommen; es sind meist Humusbewohner; 2) mehrere Orchideen (z. B. Neottia).

Chlorophyllose Parasiten: 1) die parasitischen Pilze; 2) die Cuscuteen (Seidenarten: Flachsseide, Kleeseide ꝛc.); 3) die Orobanchceen (z. B. der Kleewürger ꝛc.).

b) Es gibt auch einige chlorophyllhaltige Parasiten, die notwendig organischer Nahrung bedürfen, z. B. die Mistel, Viscum album.

c) Endlich gibt es auch chlorophyllhaltige Pflanzen, welche zwar assimilieren, aber auch gleichzeitig organische Nahrung aufnehmen können. Hieher gehören die sog. insektenfressenden oder fleischverdauenden Pflanzen[2]). Hierüber folgendes:

Man hat beobachtet, daß manche Pflanzen einen Saft ausscheiden, der die Eigenschaft besitzt, Fleisch und andere stickstoffhaltige Körper aufzulösen. Dieser saure Saft, eine Art Magensaft, bereitet organische Stoffe so zu, daß sie von der betreffenden Pflanze als Nahrung aufgesaugt werden. Gewöhnlich besitzen gewisse Teile solcher Pflanzen, z. B. die Blätter, eine merkwürdige Reaktions- oder Reizbewegung, wodurch Insekten, die sich auf dieselben setzen, gefangen, festgehalten und getötet werden. Aus diesen saugen sodann die Pflanzen in der oben angegebenen Weise Saft auf. Hieher gehörige Pflanzen sind:

1) Die Destillierpflanze (Nepenthes destillatoria), auch zeylonisches Kannenkraut genannt. Die Blätter dieser Pflanze sind an der Spitze mit einer kurzen Ranke versehen, die sich blattartig erweitert, und ein krugartiges Gefäß bildet, das mit einem beweglichen Blattstück als Deckel versehen ist. Die Innenwand dieses Schlauches sondert einen säuerlichen Saft ab, in dem man häufig tote Insekten findet.

2) Die Fliegenfalle (Dionaea muscipula), eine Sumpfpflanze im südl. Nordamerika. Diese hat Blätter mit einer rundlichen, zweilappigen, langbewimperten Blattfläche, welche bei der geringsten Berührung von einem Insekt zusammenklappt und solange geschlossen bleibt, bis sich das Insekt nicht mehr bewegt.

3) Der rundblätterige Sonnentau (Drösera rotundifolia). Die Blätter dieser auf Torfwiesen vorkommenden Pflanze legen sich auch löffelartig zusammen, wenn auf sie ein Reiz ausgeübt wird.

4) Die Wasserschlauch-Arten (Utriculāria vulg., minor etc.).

5) Das Fettkraut (Pinguicŭla vulgaris) sumpfiger Wiesen.

6) Die Schuppenwurz (Lathraea Squamaria). Die Höhlungen in den Niederblättern derselben sollen ebenfalls Fang- und Verdauungsorgane für Milben und andere Tierchen im Erdboden sein.

---

1) Vom gr. syn (vor b, m ꝛc. sym), mit und bios, Leben.

2) Darwin, Insektenfressende Pflanzen.

§. 67. Der Atmungsprozeß der Pflanzen.

a) Wesen desselben. Die Pflanzenatmung ist ein der tierischen Atmung analoger Prozeß. Sie besteht, wie die der Tiere, in der Aufnahme von Sauerstoff und Abgabe von Kohlensäure, welch' letztere dadurch entsteht, daß in dem Protoplasma Kohlehydrate verbrennen.

Dieser Prozeß ist der Pflanze so unentbehrlich wie dem Tiere; gleichwie das Tier, stirbt auch die Pflanze, wenn man ihr längere Zeit den Sauerstoff entzieht. Die Anwesenheit desselben ist für die Bewegungen des Protoplasmas, welche mit allen wichtigeren Lebenserscheinungen der Pflanze in der innigsten Beziehung stehen, unumgänglich notwendig. Mit dem Abschlusse des Sauerstoffes, also mit der Atmung, hören diese Strömungen des Protoplasmas auf.

b) Einfluß der Atmung auf die Substanz der Pflanzen. Der in der ausgeatmeten Kohlensäure enthaltene Kohlenstoff wird aus den durch die Assimilation gebildeten Kohlenstoffverbindungen gewonnen. Folglich ist mit der Atmung ein Verlust an assimilierter Substanz verbunden.

Sie hat somit dieselbe Bedeutung für die Pflanze, wie für das Tier. „Durch sie wird beständig das chemische Gleichgewicht der Stoffe gestört und die innere Bewegung erhalten, die das Wesen des Lebens ausmacht; die Atmung ist zwar eine Quelle des Verlustes an Substanz, aber sie ist dafür auch die beständige Quelle, aus welcher die zu der inneren Bewegung nötigen Kräfte (Wärme) fließen" (Sachs). Diese durch die Atmung entstehende Wärme geht wegen der Verdunstung in den oberirdischen Teilen und wegen der Wärmeausstrahlung der Beobachtung verloren. Doch läßt sich dieselbe bei Vermeidung der Ursachen des Wärmeverlustes mit dem Thermometer bestimmen (kaltblütige Tiere!)

c) Die Beziehung zwischen Respiration und Assimilation. Mit der Assimilation ist bekanntlich Kohlensäureaufnahme und Sauerstoffabgabe verbunden, bei der Atmung oder Respiration dagegen findet der umgekehrte Vorgang statt.

Da der erstere Gasaustausch mit viel größerer Intensität vor sich geht als der zweite, und derselbe nur unter dem Einflusse des Sonnenlichtes stattfindet, so muß sich bei Tage die Assimilation, bei Nacht aber die Atmung besonders bemerklich machen. Aus diesem Umstande entstand die Ansicht, die Pflanzen atmen bei Tag Sauerstoff und bei Nacht Kohlensäure aus. Es ist jedoch, wie dies aus dem Vorhergehenden hervorgeht, so, daß die Pflanze, solange sie lebt, stets Kohlensäure ausatmet; aber zur Nachtzeit, wo infolge der ruhenden Assimilation die Abscheidung von Sauerstoff ausfällt, muß notwendigerweise die Aushauchung der Kohlensäure sehr auffallend werden.

Rückblick.

Die äußeren Bedingungen des Pflanzenlebens.

Diese sind: a) Vorhandensein der Nahrungsstoffe der Pflanzen in Boden, Wasser und Luft (S. 227).

b) Die Wärme. Diese ist für die Pflanzen von größter Wichtigkeit. Ihre Bedeutung erhellt aus folgendem:

1) Sie ist zum Keimen der Samen nötig und bewirkt hier durch Bildung der Diastase die Verwandlung der Stärke in Dextrin, Traubenzucker und Maltose, aus welchen der Zellstoff der Zellen des wachsenden Keimes gebildet wird.

2) Die Wärme begünstigt die Verwitterung und Verwesung der Bodenbestandteile, wodurch assimilierbare Nährstoffe für die Pflanzen entstehen.

3) Sie befördert die Transpiration der Blätter, wodurch die Aufnahme und Zirkulation der Nahrungsstoffe beschleunigt wird.

4) Auch ist sie bei der Blüten- und Fruchtbildung hervorragend beteiligt.

c) Das Licht. Wie die Wärme, so ist auch das Licht von größter Bedeutung für die Pflanzen.

1) Das Licht ist zur Bildung des Chlorophylls in den Pflanzen nötig, das zur Assimilation erforderlich ist. Eine im Dunkeln kultivierte (etiolierte) Pflanze ergrünt bald im Sonnenlichte.

2) Nur unter dem Einflusse des Sonnenlichtes können die Pflanzen assimilieren. In vollständiger Dunkelheit keimende Samen wachsen nur so lange, bis die in den Keimblättern aufgespeicherten Reservestoffe aufgebraucht sind; ist dies der Fall, so müssen sie ohne Lichtzufuhr absterben.

3) Der Einfluß des Lichtes auf die Pflanzen zeigt sich auch in gewissen Bewegungen derselben. So kehren sich schnell wachsende, einseitig beleuchtete Pflanzen der Lichtquelle zu (z. B. die Pflanzen auf einem Blumenbrett), eine Erscheinung, die man Heliotropismus (Lichthunger) nennt. Auch die Erscheinung des Pflanzenschlafes gehört hieher.

4) Auch auf die Bildung von Farbe, Geruch und Geschmack der Pflanzen ist das Licht von Einfluß.

d) Die Elektricität. Diese ist wahrscheinlich auf die chemischen Vorgänge bei der Ernährung der Pflanzen von günstigem Einfluß.

II. Die chemischen Vorgänge im Körper der Menschen und Tiere.

§. 68. Die Bestandteile des menschlichen und tierischen Körpers.

a) Die nächsten Stoffbestandteile des Tierkörpers. Diese sind, wie diejenigen der Pflanzen, Wasser und Trockensubstanz. Die letztere besteht, ebenso wie bei der Pflanze, aus organischen oder verbrennlichen und aus unorganischen oder unverbrennlichen Bestandteilen (Asche).

b) Die unorganischen Bestandteile. Diese sind:

1) Das Wasser, das etwa 50—60 % vom ganzen Körper beträgt.

2) Verschiedene Gase, wie O, N, CO_2 und H_2S.

3) Freie Säuren, wie Salzsäure (frei im Magensafte), Schwefelsäure, Kieselsäure 2c.

4) Salze, und zwar α) Salze der Alkalien, nämlich Chloride, Sulfate, Phosphate und Karbonate (im Blut, in Säften), β) Salze des Calciums und Magnesiums, nämlich Karbonate und Phosphate (in den Knochen). Der Gehalt der Mineralstoffe beträgt beim Menschen im ganzen etwa 20 % der Trockensubstanz des Körpers.

c) Die organischen Bestandteile. Im Gegensatz zu dem Pflanzenkörper besteht der Tierkörpern zum größeren Teile aus stickstoffhaltigen Substanzen. Die Hauptbestandteile sind:

I. **Stickstoffhaltige.** Dazu gehören:

1) Eiweißkörper (S. 202) und zwar:

α) Albumin, findet sich als wesentlicher Bestandteil in allen tierischen Ernährungsflüssigkeiten (Blutplasma, Chylus, Lymphe, Milch), sowie im Weißen der Eier. Dem Albumin verwandte Stoffe: das Vitellin, im Eigelb; das Globulin (Krystallin), in der Krystalllinse des Auges; das Hämoglobin des Blutes, sowie die Fermente: Ptyalin, Pepsin und Trypsin.

β) Fibrin: als Blutfibrin in Blut, Chylus und Lymphe (fibrinogene und fibrinoplastische Substanz) und als Muskelfibrin oder Myosin in den Muskeln enthalten, deren wesentliche Substanz es ist.

γ) Kasein als Bestandteil der Milch.

2) Die Albuminoide und zwar:

α) Knochenleim, in Sehnen, Knochen, Bindegeweben 2c.

β) Knorpelleim, in Knorpeln.

γ) Verwandte Stoffe: die Hornsubstanz (das Keratin: Hörner, Klauen, Nägel, Haare 2c.); die Seidensubstanz (das Fibroin), das Chitin (Flügel der Käfer).

3) Die Amide (nicht-eiweißartige, stickstoffhaltige Stoffe, die als Ammoniakderivate betrachtet werden können). Solche sind:

α) Das Lecithin, Bestandteil der Nervensubstanz;

β) der Harnstoff, in dem Harne;

γ) das Leucin, im Bauchspeichel;

δ) das Kreatin, Bestandteil des Blutes, der Muskeln und des Gehirns.

II. **Stickstoffreie.** Solche sind:

1) Die Fette; diese sind im tierischen Körper, besonders bei guter Ernährung, sehr verbreitet und bestehen wesentlich aus Olein, Stearin Margarin und Palmitin.

2) Kohlehydrate und zwar:

α) Traubenzucker, im Blute, in der Leber, in den Muskeln;

β) Milchzucker, in der Milch;

γ) Inosit oder Fleischzucker, im Fleische.

3) Säuren, wie Milchsäure (im Magen- und Fleischsaft), die Fettsäuren &c.

d) Die Elemente des Tierkörpers. Die genannten unorganischen und organischen Bestandteile des Tierkörpers enthalten als entfernte Bestandteile folgende Elemente:

O, H, N, C, S, P, Cl, Fl, Si; — K, Na, Ca, Mg, Fe und Mn.

e) Die Formbestandteile. Diese sind, wie bei den Pflanzen, die Zellen. (Bau, Seite 209.)

Jedes Tier geht aus einer solchen hervor. Durch allmähliche Entwicklung (Wachstum und Teilung) bildet sich die große Zahl von Zellen, welche den Tierkörper aufbauen. Diese haben verschiedene Funktionen. Zellen, welche zu derselben Leistung bestimmt sind, vereinigen sich miteinander zu größeren Zellensammlungen, welche man Gewebe nennt, wie: das Knorpel-, Knochen-, Muskel-, Nervengewebe &c. Durch die Vereinigung mehrerer Gewebe entstehen bestimmte Körperteile, welche eine besondere Funktion zu verrichten haben und Organe genannt werden. Mehrere zu gleicher Leistung zusammenwirkende Organe bilden ein Organsystem, z. B. Verdauungssystem, Atmungssystem &c.

§. 69. Die Nahrung des Menschen.

a) Zweck der Ernährung. Die dem Körper zuzuführende Nahrung dient einerseits zum Aufbau und zur Erhaltung desselben, andererseits zur Unterhaltung seiner Kraftproduktionen, d. h. zur Erzeugung von Wärme und Arbeit. Die Ernährung geht in der Weise vor sich, daß (durch die Lunge) Sauerstoff, (durch den Verdauungskanal) Wasser und gelöste Nährstoffe in das Blut eingeführt werden, welches diese Bestandteile an die einzelnen Körperorgane abgibt und dafür von ihnen die durch ihre Thätigkeit unbrauchbar gewordenen Stoffe eintauscht. Diesen gegenseitigen Austausch von Substanz zwischen Blut und Organen nennt man Stoffwechsel.

Der Stoffwechsel umfaßt nach dem Gesagten:

1) die Aufnahme und Umwandlung geeigneter Nahrungsmittel oder die Verdauung;

2) die Verarbeitung der aus dem Verdauungsprozeß hervorgehenden Nahrungsstoffe zu Blut und Gewebe oder die Assimilation, und

3) die Ausscheidung unbrauchbar gewordenen Stoffe aus dem Körper oder die Absonderung.

b) Allgemeine Beschaffenheit der Nahrung. Der menschliche Organismus kann wie der tierische seine Körperbestandteile nur aus fertig gebildetem organischem Material erzeugen. Deshalb ist er mit seiner Ernährung auf die Pflanzen, welche solche Substanzen aus unorganischem Material produzieren, bezw. auf die Tiere, angewiesen. Der Mensch gehört zu den Omnivoren, da er so organisiert ist, daß er sowohl vegetabilische, als animalische Nahrung verarbeiten kann (Herbivoren, Carnivoren). Die sog. Vegetarianer!

c) Begriffsbestimmungen. Jede chemische Verbindung, die irgend einen der wesentlichen stofflichen Bestandteile unseres Körpers zu ersetzen vermag, heißt Nahrungsstoff. Ein Nahrungsmittel ist ein natürliches Gemenge mehrerer Nahrungsstoffe (Brot, Milch). Genußmittel sind solche Stoffe, welche nicht notwendig Material zum Aufbau des Körpers und zur Unterhaltung seiner Kraftproduktionen abgeben, aber doch dem Körper wesentliche Dienste leisten (Kochsalz, Pfeffer). Unter Nahrung endlich versteht man die Summe aller Nahrungsstoffe in den Nahrungsmitteln, samt Genußmitteln, welche zusammen nötig sind, um den menschlichen Körper auf einem gewissen normalen Stand zu erhalten.

I. Die Nahrungsstoffe und Nahrungsmittel.

a) Die dem Menschen nötigen Nahrungsstoffe. Dieselben sind: Eiweißkörper, Fette, Kohlehydrate, unorganische Salze und Wasser. Die Eiweißkörper enthalten Stickstoff und werden daher stickstoffhaltige Nahrungsstoffe genannt. Die Kohlehydrate und Fette dagegen enthalten keinen Stickstoff und heißen stickstofflose Nahrungsstoffe.

α) Beweis, daß die genannten Stoffe wirklich in der Nahrung des Menschen enthalten sein müssen. 1) Der menschliche Körper ist hauptsächlich aus eiweißartigen Substanzen, aus Fetten, Aschenbestandteilen und Wasser zusammengesetzt. Diese Stoffe werden durch die Lebensfunktionen des Organismus zersetzt, verändert und ausgeschieden.

Wasser und unorganische Salze treten als solche wieder aus, die Eiweißkörper werden in Kohlensäure, Wasser, Harnstoff und Harnsäure umgesetzt und die Fette zu ihren Endprodukten verbrannt. Soll nun die Thätigkeit eines Organismus erhalten bleiben, so müssen ihm offenbar immer von neuem die genannten Stoffe zugeführt werden, als Ersatz des Verlustes.

2) Man hat durch das physiologische Experiment die Erfahrung gemacht, daß Tiere verhungern, wenn ihnen eine Nahrung gereicht wird, welche diese Stoffe nicht enthält, oder wenn man ihnen nur den einen oder andern bietet. (Versuche mit gekochtem Eiweiß, mit Fett, Kohlehydraten, in verschiedenen Kombinationen, an Gänsen und Hunden.)

β) Verschiedenheit der Nahrungsstoffe nach ihrem Ursprung. Die Nahrungsstoffe entnehmen wir aus dem Tier-, dem Pflanzen- und dem Mineralreich. Aus dem letzteren stammen die Salze und das Wasser, die übrigen Nahrungsstoffe liefern uns die Tiere und Pflanzen. Hiernach unterscheidet man tierische Eiweißstoffe (Albumin, Fibrin und Kasein) und pflanzliche Eiweißstoffe (Pflanzeneiweiß, Kleber und Legumin), tierische Fette (Fleischfett und Butter) und pflanzliche Fette (Öle), tierische Kohlehydrate (Milchzucker, Honig und Wachs) und pflanzliche Kohlehydrate (Stärke, Zucker und Gummi). Diese Nahrungsstoffe sind in unseren Nahrungsmitteln in sehr verschiedener Menge enthalten, wie die Tabelle unter f zeigt.

b) Einteilung der Nahrungsstoffe nach ihrer physiologischen Funktion im Körper. Die Nahrungsstoffe müssen dem Körper einerseits das zur Bildung und Erhaltung seiner Organe erforderliche Material und andererseits die Kraft zur Produktion von Wärme und Arbeit liefern[1]). Es fragt sich nun, welche Stoffe dem einen und dem anderen Zwecke dienen. Die Ansichten der Forscher gehen hierüber auseinander.

α) Liebig war der Meinung, daß die Eiweißstoffe zur Fleischbildung, sowie zum Ersatz der abgenutzten Muskeln dienen, während die Fette und Kohlehydrate zur Erzeugung der Körperwärme verbraucht werden. Erstere nannte er daher plastische (d. h. blut- und gewebebildende) und krafterzeugende Nahrungsmittel, die letzteren dagegen die respiratorischen (oder wärmeerzeugenden) Mittel oder Respirationsmittel.

---

1) „Durch den Prozeß der Ernährung werden in den einzelnen Körperorganen chemische Spannkräfte angehäuft. Von der Summe derselben hängt die Funktionsfähigkeit irgend eines Organes ab. Irgend ein äußerer Anstoß oder ein innerer, der Wille, verwandelt die Spannkräfte in lebendige Kraft und das von dem Reiz getroffene Organ fungiert, leistet die Arbeit. Mit der geleisteten Arbeit erschöpft sich der Vorrat an Spannkräften, es tritt Ermüdung ein und es bedarf einer gewissen Zeit, bis die Ernährung neue Spannkräfte den Organen zugeführt hat.“ Dr. Kaiser.

β) Neuere Forscher (Voit, Pettenkofer, Wislicenus) dagegen sind der Ansicht, daß Körperwärme und Kraft nur durch Verbrennung der stickstofflosen Nahrungsstoffe, also der Fette und Kohlehydrate entstehen, während die stickstoffhaltigen Nahrungsstoffe, also die Eiweißkörper, nur zur Bildung der Muskelfasern und der übrigen Gewebeelemente dienen. Diese nennt man auch plastische Nahrungsstoffe, während man die Fette und Kohlehydrate wärmebildende und krafterzeugende oder kurz Respirationsmittel heißt.

Gründe für diese neuere Ansicht. 1) Die Thatsache, daß der tierische Körper bei gleicher Stickstoffzufuhr in der Nahrung bei starker Arbeit nicht mehr Stickstoff ausscheidet (Harnstoff durch Umsetzung der Eiweißstoffe) als in der Ruhe, daß aber eine bedeutende Vermehrung der Kohlensäureausscheidung nach körperlicher Arbeit stattfindet. Daraus folgt, daß die Kraft der Muskeln nicht durch den Verbrauch oder die Verbrennung von Eiweißsubstanzen frei wird, sondern durch die Verbrennung der Respirationsmittel.

2) Die Thatsache, daß auch bei pflanzlicher, also stickstoffarmer Kost bedeutende mechanische Arbeit geleistet wird (Arbeitstiere, Bienen).

3) Der Umstand, daß Tiere und Menschen der heißen Zone zum großen Teil von stickstoffarmer Pflanzenkost leben (Polenta, Wassermelone, Maccaroni der Südländer!).

4) Die Thatsache, daß die tägliche Nahrung verschiedener Arbeiter wesentlich aus Brot und Speck oder Kartoffeln besteht.

c) Momente, von welchen das Nahrungsbedürfnis abhängig ist. 1) Die vom Körper verbrauchte Sauerstoffmenge.

Je mehr O verbraucht wird, desto mehr Kohlensäure und Wasser und desto mehr Harnstoff u. s. w. werden ausgeschieden, desto energischer wird der Stoffwechsel, desto mehr Nahrung muß mithin zugeführt werden. So muß ein Kind, dessen Respiration eine lebhafte ist, häufiger Nahrung zu sich nehmen als ein Erwachsener (ein Vogel stirbt bei Mangel an Nahrung schon nach einigen Tagen, eine Schlange lebt ohne Nahrung drei Monate und länger; ein Hungernder verzehrt sich hauptsächlich durch das Atmen; im Winter erstarrende Tiere können ohne Nahrung sein[1]).

2) Der Grad der körperlichen Bewegung und Anstrengung.

---

1) „Der Puls schlägt zehnmal langsamer als sonst, die Athemzüge folgen dreißigmal seltener, die Hebung der Brust ist ganz unmerklich, die Sinnesthätigkeit hört gänzlich auf." Nahrungsaufnahme findet nicht statt, der Organismus lebt von seinen eigenen Vorräten, seinem Fett. Daher kommt es, daß z. B. die fettesten Hamster nach Ablauf des Winterschlafes gänzlich abgemagert sind. — Auch der Mensch scheint einem, dem Winterschlaf der Tiere ähnlichen Zustand zu unterliegen (die Dschogis, eine fanatische Hindusekte in Indien (fälschlich Fakire genannt) sollen sich auf Wochen lebendig begraben lassen, in dieser Zeit also ganz ohne Nahrung sein können).

Je mehr Arbeit der Körper leistet, desto mehr Stoff wird verbraucht. Körperliche Anstrengung und Nahrungsmangel sind daher unverträglich.

3) Der Wärmeverlust, den der Körper durch Abkühlung erleidet.

Je größer dieser ist, desto mehr Wärme muß erzeugt werden. Diese entsteht aber durch Verbrennung von Körpersubstanz. Je mehr Wärme also produziert werden muß, desto mehr Nahrung muß man von außen zuführen. Hieraus erklärt es sich, daß das Nahrungsbedürfnis im Winter und in kälteren Klimaten größer ist, als im Sommer und in südlichen Gegenden (Fett in der Nahrung der nordischen Bewohner).

d) Nährwert der Nahrungsmittel. Derselbe ist abhängig: 1) von ihrem Gehalt an stickstoffhaltiger und stickstofffreier Substanz. Er ist daher um so größer, je reicher die Nahrungsmittel an den Nahrungsstoffen sind.

2) Vom Grade der Verdaulichkeit dieser Stoffe. Ein Nahrungsmittel ist um so wertvoller, je leichter verdaulich seine Nährstoffe sind.

e) Das tägliche Kostmaß. Zur vollständigen Deckung des Verlustes an Körpersubstanz müssen von einem mäßig arbeitenden Manne mittlerer Größe täglich in der Nahrung aufgenommen werden im Durchschnitt:

2818	g	Wasser,
118	„	Proteinstoffe,
56	„	Fett,
500	„	Kohlehydrate,
32	„	Salze
und 744	„	Sauerstoff in der Atemluft [1]).

Zur Unterhaltung des menschlichen Körpers sind also mehr stickstofflose als stickstoffhaltige Nahrungsmittel erforderlich. Das zweckmäßigste Verhältnis für den Menschen scheint 4 : 1 zu sein.

---

1) Diese Werte wurden durch eine große Anzahl von Versuchen, welche von den bedeutendsten Forschern, insbesondere von Prof. C. von Voit in München, angestellt wurden, gefunden. Andere Forscher, z. B. Moleschott, gelangten zu etwas anderen Ergebnissen.

f) Zusammensetzung einiger Nahrungsmittel.

Animalische						Vegetabilische					
Namen	Wasser %	Proteinstoffe	Fett	Kohlehydrate	Salze	Namen	Wasser	Proteinstoffe	Fett	Kohlehydrate	Salze
1) Rindfleisch						1) Erbsen	14	22	3	58	2,5
(mittelfett)	75	19-20	3--7	—		(trocken)					
2) Kalbfleisch	72	18	7	—		2) Linsen	13	24	2	55	3
3) Schweinefl.	72	20	6	—		3) Bohnen	14	24	2	56	3
4) Schinken						4) Roggenmehl	14	11	2	72	1
(geräuchert)	28	24	36	—		5) Weizenmehl	14	12	1	72	
5) Hühnerfl.	75	17	2	—		6) Reis	14	7	1	77	
6) Hering						7) Roggenbrot	44	6	1	48	
(gesalzen)	48	20	12	—		8) Weizengebäck	38	6	1	52	
7) Karpfen	77	19	1	—		9) Kartoffeln	75	2	1	20	1
8) Eier	75	14	10	—		10) Obst, frisch	83	3	—	13	
9) Milch	86	5	4	5	1/2	11) Obst					
10) Käse						(gedörrt)	15	1	—	67	
(deutsch)	40	42	7	3		12) Gemüse					
11) Käse						(grün)	90	2	1	6	
(Schweiz)	36	25	30	5							

Zusätze. a) Bemerkungen zu vorstehender Tabelle. 1) Die animalischen Nahrungsmittel gehören wegen ihres hohen Gehaltes an Eiweißstoffen, die meistens auch leicht verdaulich sind, zu den vorzüglichsten Nahrungsmitteln[1]).

2) Heringe und Stockfisch sind bei ihrem hohen Nährwert und geringen Preise vorzügliche Nahrungsmittel.

3) Die Milch ist dasjenige aller Nahrungsmittel, das den Menschen (wenigstens in der Jugend) allein zu ernähren vermag. Milch bekommt nicht immer gut. Sie ist um so schwerer verdaulich, je mehr Fett und Käsestoff sie enthält.

4) Der Käse gehört zu den nahrhaftesten Nahrungsmitteln, ist aber nicht leicht verdaulich.

5) Eier bilden ebenfalls ein sehr kräftiges Nahrungsmittel. Am leichtesten verdaulich sind sie im weich gesottenen Zustande oder roh.

6) Die Hülsenfrüchte (Erbsen, Linsen 2c.) müssen als vortreffliche Nahrungsmittel bezeichnet werden, obgleich sie ziemlich schwer verdaulich sind (Erbswurst, Erbsensuppe, Konserven).

7) Kleienbrot ist an sich viel nahrhafter als Brot ohne Kleie (die Kleie enthält viel Eiweiß), aber es ist unverdaulicher (Grahambrot).

b) Bemerkungen zu einigen Nahrungsmitteln.

1) Eine sehr lesenswerte Schrift über die Ernährungsfrage: Dr. Meinert: „Wie nährt man sich gut und billig?" (Preisgekrönt); Mainz, 50 Pfennig.

1) Die Eier.

Das Hühnerei besteht aus drei Teilen; diese sind: 1) die Eischale. Sie beträgt etwa 10 % vom Gewichte des Eies und besteht aus circa 95 % kohlensaurem Calcium und Magnesium, 1 % phosphorsaurem Magnesium und Calcium und 4 % organischer Substanz. In der Eischale befinden sich kleine Poren, durch welche Luft in das Innere des Eies dringen kann, die allmählich eine Veränderung des Inhalts (Fäulnis) herbeiführt. Legt man die Eier in sehr dünne Kalkmilch, oder bestreicht man sie mit Kollodium oder Öl, so verstopfen sich diese Öffnungen. Da auf diese Weise das Eindringen der Luft verhindert wird, so halten sich die so präparierten Eier viel länger.

2) Das Eiweiß, das sich, in dünne durchsichtige Zellen eingeschlossen, innerhalb eines weißen Häutchens befindet. Es beträgt circa 60 % vom Gewichte des Eies und enthält etwa 12 % Albumin, in Wasser gelöst, außerdem Spuren von Fett, Traubenzucker, Chloriden, Phosphaten und anderen Salzen der leichten Metalle.

3) Der Eidotter (das Eigelb), der circa 30 % vom Gewichte des Eies ausmacht, enthält Wasser, einen eiweißartigen Körper, das sogenannte Vitellin, ein rotgelbes, aus Palmitin und Oleïn zusammengesetztes Öl, das sogenannte Eieröl, sowie zahlreiche unorganische Salze.

2) Die Milch.

Zusammensetzung. Die Milch besteht aus einer wässerigen Auflösung von Käsestoff, Milchzucker und verschiedenen Salzen (namentlich Phosphaten), in welcher zahllose kleine Fettkügelchen schwimmen, die durch ihre Menge die Lösung undurchsichtig machen. Beim Erhitzen gerinnt sie nicht, wohl aber durch Zusatz von Säuren und Lab, sowie durch das Sauerwerden derselben. Dampft man die Milch in offenen Gefäßen ab, so überzieht sie sich mit einer weißen Haut, die weggezogen sich stets erneuert. Diese besteht aus unlöslich gewordenem (koaguliertem) Kaseïn. Die Kuhmilch enthält im Mittel: 5 % Käsestoff, 5 % Milchzucker, 4 % Fett, $\frac{1}{2}$ % Salze, überhaupt an festen Bestandteilen 14 %; das übrige, 86 %, ist Wasser. Ihr spez. Gewicht beträgt 1,03.

Gerinnen und Konservieren. Kann die atmosphärische Luft längere Zeit zur Milch treten, so erleidet der Käsestoff der letzteren eine Zersetzung. Hiebei entwickelt sich ein Ferment, das den Milchzucker in Milchsäure umwandelt. Die gebildete Säure macht die Milch sauer und bewirkt die Ausscheidung des Käsestoffes, das sogenannte Gerinnen oder Stocken der Milch. Das Gerinnen der Milch kann man verhüten: 1) durch Fernhalten oder Entfernen des atm. O (luftdichter Verschluß und Abkochen), 2) durch Neutralisieren der sich bildenden Milchsäure vermittelst Pottasche oder Soda, 3) durch Verhinderung der Fermentbildung durch fäulniswidrige Stoffe (Salicylsäure).

Milchextrakt. Die im Handel vorkommende kondensierte Milch (Milchextrakt) wird durch Abdampfen der Milch unter Zusatz von Zucker dargestellt.

Butter. Die Butter besteht aus den Fettkügelchen der Milch. Diese sammeln sich an der Oberfläche ruhig stehender Milch an und bilden in ihrer Vereinigung den sogenannten Rahm. Durch Schlagen (Buttern) des Rahmes werden die Häute der Fettkügelchen zersprengt; der Inhalt derselben tritt heraus, vereinigt sich zu Klumpen und bildet so die Butter. Reine Butter besteht vorzugsweise aus palmitin- und buttersaurem Glycerin. Bleibt Butter längere Zeit der Luft ausgesetzt, so geht der Käsestoff der eingeschlossenen Buttermilch in Zersetzung über, wodurch kleine Mengen der flüchtigen Fettsäuren (Buttersäuren) in Freiheit gesetzt werden, welche der Butter saure Reaktion und einen kratzenden (ranzigen) Geschmack verleihen. Das Ranzigwerden der Butter verhindert man durch Zusatz von Kochsalz oder durch Auslassen (Schmalz).

Käse bestehen vorzugsweise aus geronnenem Kaseïn und aus Butter. Beim Lagern derselben werden die flüchtigen Säuren des Butterfettes in Freiheit gesetzt, die dem reifen Käse den ihm eigentümlichen Geruch und Geschmack erteilen. Der in den Molken, die sich in den Käsen befinden, enthaltene Milchzucker verwandelt sich in Milchsäure; diese setzt sich teilweise in Buttersäure und Kohlensäure um; letztere bewirkt die hohlen Räume mancher Käsesorten (magere, fette Käse; letztere werden durch Koagulation von süßer Milch mittelst Lab gewonnen, bestehen also aus Kaseïn und Butter).

Molke ist die von Butter und Kaseïn befreite Milch. Süße Molke, das Nebenprodukt bei der Bereitung der fetten Käse, ist eine Lösung von Milchzucker und phosphorsauren Salzen. Saure Molke ist eine Lösung von wenig Milchzucker, viel Milchsäure und Phosphaten.

3) Das Fleisch.

Zusammensetzung. Das Fleisch besteht aus mikroskopisch feinen, regelmäßig in Bündeln aneinander gelagerten Fasern, die mit Zellgeweben, Nerven und Adern durchwebt, von Fett und einer proteïn- und salzreichen Flüssigkeit, der Fleischflüssigkeit, durchtränkt, und durch Sehnen mit den Knochen verbunden sind. Im allgemeinen enthält das Fleisch des Rindes: 77 % Wasser, 17 % unlösliche Körper (eigentliche Muskelfaser, Gefäße, Zellgewebe) und 6 % lösliche Substanzen (Albuminate, Blutsalze u. s. w.).

Behandlung des Fleisches. 1) Kocht man dasselbe anhaltend und mit viel Wasser, so werden der Muskelsubstanz alle löslichen Bestandteile entzogen, welche in die Fleischbrühe übergehen. Das übrig bleibende, vollkommen ausgelaugte Fleisch ist geschmacklos und zur Ernährung unfähig. 2) Will man eine kräftige Fleischbrühe darstellen, so mischt man feingehacktes Fleisch mit kaltem Wasser, erhitzt es sehr langsam zum Sieden und preßt es nach minutenlangem Aufkochen aus. 3) Kräftiges saftiges Fleisch erhält man, wenn man das Fleischstück in siedendes Wasser legt; dadurch gerinnt nämlich das Eiweiß sogleich, bildet eine Hülle, welche das Eindringen des Wassers in das Innere und dadurch das Auslaugen der löslichen Muskelsubstanz verhindert. Nachdem man das Kochen einige Minuten lang unterhalten hat, erniedrigt man die Temperatur durch Zusatz von kaltem

Wasser etwas und erhält die Flüssigkeit nun einige Stunden auf diesem Wärmegrad. 4) Beim Braten des Fleisches bildet sich rasch eine Kruste, die das Herausfließen der Fleischflüssigkeit verhindert. Der Geschmack des gebratenen Fleisches rührt von Destillationsprodukten her (das Braten ist eine trockne Destillation); die u. a. sich bildende Essigsäure macht das Fleisch weicher und verdaulicher. 5) Beim Einsalzen (Pöckeln) des Fleisches entzieht das Kochsalz demselben alles Wasser, sowie fast die Hälfte der löslichen Muskelbestandteile, wodurch es eine große Anzahl nährender Bestandteile verliert.

Konservierung von Fleisch. Fleisch kann konserviert werden: 1) durch Entfernung der Eiweißstoffe (Fleischextrakt, d. i. Fleischbrühe ohne Wasser, ohne Fett und ohne Proteïnkörper) oder Unlöslichmachen derselben durch antiseptische Mittel (Rauchfleisch, dessen Eiweißkörper durch Kreosot und Essigsäure des Rauches koaguliert und dadurch in einen weniger veränderlichen Zustand gebracht werden); 2) durch Wasserentziehung vermittelst Austrocknen oder Einsalzen (Stockfisch, Pökelfleisch, Heringe); 3) durch vollkommenen Luftabschluß; 4) durch Anwendung von niederen Temperaturen.

II. Die Genußmittel.

Zu den gewöhnlichsten Genußmitteln sind zu zählen:

1) Die Gewürze (S. 197). Durch ihren Gehalt an ätherischen Ölen verbessern sie den Geschmack der Nahrungsmittel und steigern den Appetit. Auch veranlassen sie eine kräftigere Absonderung der Verdauungssäfte und bewirken dadurch eine vollkommenere Verdauung der Speisen.

2) Das Fleischextrakt enthält keine nährenden Substanzen (bei seiner Bereitung werden die Proteïnstoffe und das Fett des Fleisches abgeschieden), hat daher auch keine kräftigende, sondern nur eine anregende Wirkung.

3) Die Fleischbrühe (die Bouillon). Ihr Nährwert hängt von ihrer Zubereitung ab (S. 246).

4) Kaffee und Thee. Diese haben eine anregende, das Ermüdungsgefühl beseitigende Wirkung, welche durch das darin enthaltene Koffeïn verursacht wird (S. 194).

5) Schokolade ist sowohl Genuß- als Nahrungsmittel (S. 195).

6) Die Spirituosen wirken als Genußmittel hauptsächlich durch ihren Gehalt an Alkohol, der bei sehr mäßigem Genusse für den Körper vorteilhaft ist (Steigerung des Wärmegefühls, vorübergehende Erhöhung des Kraftgefühls). Große Nachteile übermäßigen Genusses!

7) Das Kochsalz (S. 96).

§. 70. Die Verdauung.

a) Begriff. Die Verdauung besteht in der Aufnahme und Umbildung von Nahrungsmitteln. Diese Umbildung, die teils physikalischer, teils chemischer Natur ist, hat den Zweck, die aufgenommenen Nahrungsmittel in einen solchen Zustand zu versetzen, daß sie zur Bildung neuer Körperteile verwendet werden können.

b) Verlauf der Verdauung und chemische Vorgänge dabei. 1) Die Nahrungsmittel, welche wir in uns einführen, werden in der Mundhöhle mit Hilfe der Kauwerkzeuge zerkleinert und mit Speichel innig gemischt. Derselbe wird aus den sogenannten Speicheldrüsen und der Mundschleimhaut abgesondert und ist eine farblose, etwas schleimige Flüssigkeit von alkalischer Reaktion, die ein diastatisches Ferment, das Ptyalin, enthält. Mit seiner Hilfe werden teils lösliche Stoffe schon im Munde gelöst, teils wird durch seine Einwirkung Stärke zunächst in Kleister und sodann in Dextrin und Traubenzucker umgewandelt.

2) Die zum Bissen geformte Nahrung gleitet nun in den Schlund, sodann in die Speiseröhre, welche sie durch peristaltische Bewegung (durch die vorrückende Kontraktion) in den Magen führt, wo sie längere Zeit verweilt. Hier kommt sie mit dem Magensaft in Berührung, der sich von der Magenschleimhaut absondert und wird mit demselben durch die peristaltische Bewegung des Magens innig gemengt. Dieser Saft ist eine klare Flüssigkeit, welche salzig-säuerlich schmeckt, sauer reagiert und neben verschiedenen Alkalisalzen Milch- und Salzsäure, sowie eine eigentümliche Substanz, Pepsin oder Verdauungsstoff, enthält. Unter seinem Einfluß werden die Speisen teils gelöst, teils chemisch umgesetzt; insbesondere werden die Eiweißkörper in lösliche Peptone übergeführt. Durch diese Umwandlungen werden die gemischten Speisen im Magen in den sogenannten Chymus oder Speisebrei verwandelt. Der gelöste Teil desselben kann Magensaft, in Peptone umgewandelte Eiweißstoffe, unorganische Salze, Zucker, Dextrin u. s. w. enthalten; der ungelöste Teil dagegen wird aus Cellulose, ungelösten Kalksalzen, Fett, Stärke u. s. w. bestehen.

3) Aus dem Magen gelangt der Speisebrei durch die Bewegungen des Magens in den Darm, in welchem er mit der Galle und dem Bauchspeichel im Zwölffingerdarm und mit dem Darmsaft im ganzen Darm in Berührung kommt. Die Galle ist eine zähe, gelbgrüne Flüssigkeit von unangenehmem Geruch und sehr bitterem Geschmack und wird von der Leber abgesondert; der von der Bauchspeicheldrüse abgesonderte Bauchspeichel (Pankreas) ist eine wasserhelle, schleimige, stark alkalische Flüssigkeit und enthält mehrere Fermente, wie Pankreatin oder Trypsin; den Darmsaft scheiden die Schleimhäute der Eingeweide ab. Die Veränderungen des Chymus im Darmkanal bestehen darin, daß fort und fort noch Bestandteile desselben gelöst werden: die noch ungelösten Albuminstoffe werden noch weiter peptonisiert unter Mitwirkung des Bauchspeichels und des Darmsaftes, die Stärke geht unter der Einwirkung des Bauchspeichels in Traubenzucker über, das Fett wird in sehr feine Emulsion oder in lösliche Stoffe, in Fettsäuren und Glycerin verwandelt, wobei sich Galle und Bauchspeichel beteiligen, endlich werden auch noch unorganische Salze gelöst.

4) Die vorstehend genannten Flüssigkeiten, welche sich den Speisen beimischen, haben also den Zweck, die Nahrungsstoffe zum Übergang ins Blut, zur Resorption, vorzubereiten, d. h. sie in eine lösliche Form

überzuführen. Die in Wasser löslichen Stoffe eignen sich sofort zur Resorption; die Stärke wird durch den Mund- und Bauchspeichel in löslichen Zucker verwandelt, die Eiweißsubstanzen gehen durch Einwirkung des Magensaftes und des Bauchspeichels in lösliche Verbindungen über, das Fett verwandelt sich durch die Galle und den Bauchspeichel teils in feine Tröpfchen, teils zerfällt es in Glycerin und Fettsäuren, letztere erleiden Verseifung, und endlich werden durch den Einfluß freier Säuren viele anorganische Salze in Lösung gebracht. Alles, was aus dem Chymus auflöslich geworden ist, heißt Nahrungssaft, Milchsaft oder Chylus. Derselbe ist eine gelbliche, milchähnliche Flüssigkeit. Die vollkommen unlöslichen Bestandteile der genossenen Speisen, wie Cellulose, elastische Gewebe, Kieselerde, Erdsalze u. s. w. werden durch den Darm ausgeschieden.

c) Übergang des Nahrungssaftes in das Blut. Die Aufnahme der aufgelösten und fein verteilten Stoffe des Nahrungssaftes in das Blut findet teils direkt durch die feinen Verzweigungen der Blutgefäße, die Blutgefäßkapillaren, teils indirekt durch einen Vermittlungsapparat, die Lymphgefäße, statt. Überall, wo die Verzweigungen der Adern mit den Nahrungssäften in Berührung kommen, also schon im Magen, kann ein Übertritt gewisser Stoffe in das Blut vor sich gehen. Hauptsächlich geschieht jedoch diese Resorption durch die Lymphgefäße und zwar durch diejenigen, die ihren Ursprung in den sogenannten Zotten der Gedärme nehmen. Dieselben saugen nämlich den durch die Verdauung erzeugten Nahrungsaft auf (weshalb sie auch Saugadern genannt werden), verstärken sich durch Vereinigung und leiten ihren Inhalt nach der Brust hin, wo alle Saugadern zu einem Hauptstamm zusammentreten (Speisesaftröhre oder Brustmilchgang), der in die Blutadern übergeht und so den Chylus mit dem Blute vermischt. Auf seinem Wege zum Blute wird der Milchsaft mehr und mehr dem Blute ähnlich. — Die Einsaugung der gelösten Stoffe beruht wesentlich auf den Gesetzen der Endosmose.

§. 71. Die Assimilation.

a) Begriff. Dieselbe besteht darin, daß die dem Blute durch die Verdauung zugeführten Nahrungsstoffe in diejenigen Bestandteile verwandelt werden, aus denen unser Körper besteht.

b) Der Kreislauf des Blutes. Diese Erzeugung von Körpersubstanz aus Blut setzt voraus, daß letzteres nach allen Teilen des Körpers hin befördert wird. Es geschieht dies durch den fortwährend stattfindenden Kreislauf des Blutes[1]. Derselbe beginnt von der linken Herzkammer aus, von der die große Körperschlagader hellrotes, ernährungsfähiges Blut allen Organen des Körpers zuführt. Die Ernährung geschieht durch die äußerst feinen Verzweigungen dieser Ader, die sogenannten Haargefäße; diese dringen nämlich in zahlreicher Menge in die verschiedenen Organe ein und setzen hier die ernährungsfähigen Blutbestandteile ab. Zugleich nehmen sie aus den verschiedenen

---

1) Entdeckt von dem Engländer Harvey (spr. Harwi), 1578—1657.

Organen diejenigen Bestandteile auf, welche abgenützt und daher den Zwecken jener Organe nicht mehr dienlich sind, und führen sie als dunkelrote Flüssigkeit durch die obere und untere Hohlvene der rechten Vorkammer zu. Die Bahn des Blutes von der linken Herzkammer bis zur rechten Vorkammer heißt der große Kreislauf desselben. Von der rechten Vorkammer gelangt das dunkelrote Venenblut in die rechte Herzkammer und von hier durch die Lungenarterie in die Lunge, wo es wieder ernährungsfähig und hellrot gemacht wird. Von hier aus kehrt es durch die vier Lungenvenen als arterielles Blut in die linke Vor- und Herzkammer zurück, um von neuem seinen Kreislauf zu beginnen. Den Weg des Blutes von der rechten Herzkammer durch die Lunge bis zur linken Vorkammer nennt man den kleinen Kreislauf desselben. Im Körper findet auch noch ein dritter Kreislauf des Blutes, der Pfortaderkreislauf, statt.

c) Reinigung des Blutes. Wie soeben gesagt, ist die Lunge dasjenige Organ, in welchem das venöse Blut wiederum in arterielles umgewandelt, also ernährungsfähig gemacht wird. Diese Umwandlung besteht in der Abgabe alter, ernährungsunfähiger und der Aufnahme neuer, ernährungsfähiger Stoffe. Beide Vorgänge vermittelt das Atmen. Durch das Einatmen wird nämlich dem Blut freier Sauerstoff zugeführt und durch das Ausatmen dasselbe von Kohlensäure und Wasser zum Teil befreit. Der in das Blut gelangende Sauerstoff oxydiert fortwährend Kohlenstoff. Diese langsame Verbrennung ist die Quelle der Körperwärme (S. 204).

§. 72. Die Absonderung.

Ein Teil der aufgenommenen festen, flüssigen und luftförmigen Stoffe bleibt im Körper und wird zur Bildung und Erneuerung der Organe benützt.

Die zur Umwandlung in Blut nicht verwendbaren Teile werden wieder ausgeschieden; ebenso die während des Lebensprozesses gebildeten, für den Körper aber nicht mehr brauchbaren Bestandteile.

Diese Absonderung geschieht durch Lunge (Wasser, Kohlensäure), Haut (Schweiß: Wasser, Salze, Harnstoff, Fettsäuren), Nieren (Harn: Wasser, Salze, Harnstoff und Harnsäure) und Darm (Exkremente).

Übungsstoff. 1) Wie erklärt sich der oben angedeutete Gasaustausch in der Lunge?

2) Ausgeatmete Luft enthält in 100 Raumteilen circa 16 Tl. O, 79 Tl. N und 4,4 Tl. CO_2; was geht aus dieser Thatsache hervor?

3) Stündlich atmet der Mensch circa 40 g CO_2 aus; wieviel g C wird mithin innerhalb eines Tages aus dem Körper entfernt? Woher stammt derselbe? Wodurch wird dieser Verlust ersetzt?

4) In welcher Beziehung steht das Klima zu der Nahrung des Menschen in Bezug auf Menge und Art derselben?

Anhang I. Die Zersetzungs- und Umbildungsprozesse der organischen Substanzen.

Begriff. An den im Pflanzen- und Tierkörper durch den Lebensprozeß erzeugten organischen Substanzen findet nach dem Tode der Organismen, oder nachdem sie vom lebenden Körper entfernt sind oder auch, wenn sie nicht mehr an der Lebensfunktion desselben teilnehmen, eine Reihe von Zersetzungs- und Umbildungsprozessen statt, wodurch diese organischen Stoffe zunächst in einfachere Verbindungen zerfallen und schließlich wieder in dieselben Materien übergehen, welche den Pflanzenkörper ernähren: Kohlensäure, Wasser, Ammoniak (Salpetersäure). Anscheinend treten diese Zersetzungen von selbst ein; in Wirklichkeit werden sie durch Stoffe veranlaßt, welche man Fermente nennt.

α) Verschiedenheit. Diese Zersetzungs- und Umbildungsprozesse führen je nach den durch sie entstehenden Produkten verschiedene Namen. Hiernach unterscheidet man: 1) die Gärung. Man vergleiche hierüber S. 174.

2) Die Fäulnis. Darunter versteht man den Zerfall organischer Stoffe (insbesondere der stickstoff- und schwefelhaltigen) in einfachere, meist übelriechende, flüchtige Verbindungen unter dem Einfluß von Fermenten. Damit eine Fäulnis stattfinde, müssen folgende Bedingungen erfüllt sein: es muß Luft und Wasser gegenwärtig sein und der fäulnisfähige Körper muß eine bestimmte Temperatur haben. Als Zersetzungsprodukte der Fäulnis sind zu nennen: Ammoniak (frei und an Säuren gebunden), Schwefelwasserstoff, Phosphorwasserstoff, Sumpfgas, Kohlensäure, flüchtige Fettsäuren (Käse!), Leucin und Tyrosin.

3) Die Verwesung. Diese ist eine durch den atmosphärischen O bewirkte und durch kleinste Lebewesen bedingte Oxydation organischer Stoffe. Entweder werden die organischen Substanzen direkt oxydiert (langsam verbrannt), oder sie zersetzen sich zuerst, falls sie fäulnisfähig sind, in ihre Fäulnisprodukte, welche dann schließlich der langsamen Verbrennung anheimfallen. Als Endprodukte der Verwesung treten auf: Kohlensäure, Wasser, Ammoniak, salpetrige Säure, Salpetersäure und Asche. Die bei beschränktem Luftzutritt vor sich gehende Verwesung wird Vermoderung und langsame Verkohlung genannt[1]). Hierbei treten

---

1) Die hier angeführten Zersetzungsprozesse: Gärung, Fäulnis und Verwesung, können als freiwillig eintretende bezeichnet werden. Diesen kann man diejenigen gegenüberstellen, die absichtlich eingeleitet werden, wie **trockene** Destillation (Produkte derselben S. 168) und Verbrennung.

als Endprodukte Kohlensäure, Wasser, Sumpfgas und ein kohlenstoffreicher Rückstand (Holzerde, Mulm, Moder, Humus, Torf, Braunkohle, Steinkohle) auf.

β) Die Fermente. Die Stoffe, welche die vorgenannten Umwandlungen veranlassen und welche Fermente genannt werden, sind entweder:

1) organisierte lebende Wesen, welche sich aus Keimen entwickeln, sogenannte geformte Fermente (Anhang II);

2) oder nicht organisierte, in Wasser lösliche, stickstoffhaltige, organische Stoffe, die man ungeformte Fermente nennt. Solche sind:

α) diastatische Fermente, welche Stärke in Zucker verwandeln: Diastase im Malz und Ptyalin im Speichel;

β) peptonbildende Fermente, welche Eiweißkörper in Peptone verwandeln: Pepsin im Magen, Trypsin im Bauchspeichel.

Anhang II. Die Urpflanzen.

a) Die wichtigsten Formen derselben.

Die einfachsten und niedersten Lebewesen (Mikroorganismen, Mikroben) sind die Urpflanzen oder Protophyten [1]) und die Urtierchen oder Protozoëen [2]). Der Körper der ersteren ist meist einzellig. Durch Zellteilung bilden sich Zellfäden, Zellflächen und selbst Zellkörper. Die Urpflanzen zerfallen in:

I. Spaltpilze, Schizomyceten [3]) oder Bakterien [4]). Es sind dies sehr kleine, einzellige Organismen von kugeliger, stabförmiger oder fadenartiger Gestalt (die Zellen etwa $\frac{1}{1000}$ mm groß).

Sie leben in faulenden und verwesenden Flüssigkeiten und bewirken Zersetzungen und gewisse Färbungen derselben (Pigment-Bakterien und Gärungsbakterien), sowie in krankenden Organen der Menschen und Tiere und sind entweder die Begleiter oder die Ursache ansteckender Krankheiten (Infektionskrankheiten; Krankheits-bakterien oder pathogene Bakterien). Nach ihren äußeren Merkmalen zerfallen dieselben (nach Cohn in Breslau) in folgende Gruppen.

α) Die Kugelbakterien (Mikrokokken) von kugeliger oder ellipsoidischer Form. Hierher gehören:

1) Der Pilz, welcher auf gekochten Speisen, z. B. Kartoffeln, gallertartige, schmutzig weiße Tröpfchen bildet (Micrococcus [5])

---

1) Vom gr. prōtos, der erste und phytón, das Gewachsene. — 2) Vom gr. zōon, Tier, lebendes Wesen. — 3) Vom gr. schizein, spalten und mýkēs, pl. mýkētes, Pilz. — 4) Bactérium, n. nl., pl. Bactérien (v. gr. baktērion = l. baculum), eig. Stäbchen. — 5) Vom gr. mikros, klein und kókkos, Beere.

Crepusculum). Er bildet auch einen großen Teil des weißen Beleges an den Zähnen der Menschen.

2) Der Pilz der roten Milch (Micrococcus prodigiōsus)[1]). Derselbe ruft die unter dem Namen „Wunderblut", „Hostienblut" oder „blutende Hostie" bekannte Erscheinung hervor. Er entsteht nämlich auf stärkemehlhaltigen Substraten, z. B. auf gekochten Kartoffelscheiben, in Mehlbrei, auf Stärkekleister, selbst auf frischgestärkter Wäsche, zuweilen auch in der Milch, und erzeugt einen roten Farbstoff, der die genannten Stoffe intensiv färbt.

3) Der Pilz (das Ferment) der Ammoniakgärung des Harnstoffes (Micrococcus ureae). Derselbe tritt in faulendem Urine auf und bildet perlschnurförmig aneinandergereihte kurze Ketten.

β) Die Stäbchenbakterien. Diese sind entweder cylindrisch (und zwar entweder Kurzstäbchen oder Bakterien und Langstäbchen oder Bacillen) oder spindelförmig. Dazu gehören:

1) Der Fäulnispilz der Eiweißkörper (Bacterium Termo). Er bildet sehr kleine, gewöhnlich zu zweien vereinigte Stäbchen auf faulenden tierischen Substanzen und bewirkt neben anderen Bakterien die gewöhnliche Fäulnis.

2) Der Milzbrandpilz (Bacillus Anthrācis)[2]), der im Blute, in der Milz und anderen Organen milzbrandiger Tiere vorkommt.

3) Der Tuberkelpilz (Bacillus Tuberculosis). Er bildet sehr kleine, äußerst dünne Stäbchen, die häufig zu zweien vereinigt sind, und kommt in der Lunge und im Auswurfe (Sputum) Schwindsüchtiger vor (Robert Koch in Berlin).

4) Der Kommabacillus (Bacillus Cholerae asiaticae). Es ist dies ein kleiner, gekrümmter Bacillus mit starker Eigenbewegung, der sich im Darminhalte solcher Personen befindet, welche die asiatische Cholera haben.

γ) Die Fadenbakterien. Sie sind langgestreckt und dünnfadig. Solche sind:

1) Der Heupilz (Bacillus subtīlis[3]) oder Bacterium subtile). Er bildet Langstäbchen, die zu längeren Fäden und kolonieartig vereinigt sind, und entwickelt sich besonders rasch in Abkochungen von Heu, auf dessen Oberfläche die Sporen sich befinden.

2) Der Buttersäurepilz (Clostridium butyricum). Er ist dem vorigen ähnlich und entsteht im Sauerkraut, in sauren Gurken und ist die Ursache der Buttersäuregärung.

δ) Die Schraubenbakterien. Dieselben sind korkzieherartig gewunden und heißen je nach der Beschaffenheit der Windungen: Spirillen, Vibrionen und Spirochäten. Dazu gehören:

1) Der Pilz des Rückfalltyphus (Spirochaete Obermeieri).

---

1) Lat., wunderbar, erstaunlich. — 2) Vom gr. Anthrax, ein brandiges Geschwür. — 3) Lat., fein, zart, dünn.

Derselbe findet sich im Blute der am Rückfalltyphus Leidenden und zwar nur zur Zeit des Fieberzustandes; mit dem Nachlasse des Fiebers verschwindet er daraus.

2) Der Pilz, der in Wasser, das faulende Tierstoffe enthält, auftritt (Spirillum volutans).

II. Sproßpilze, Saccharomyceten. Es sind dies ebenfalls einzellige Organismen von rundlicher, elliptischer oder länglicher Gestalt, die sich durch Sproßung vermehren, d. h. durch Herauswachsen einer oder mehrerer Tochterzellen aus einer Mutterzelle. Hierher gehören:

1) Der Hefepilz (Saccharomyces cerevisiae). Derselbe entwickelt sich in Zuckerlösungen und bewirkt ihre Gärung, d. h. ihren Zerfall in Alkohol und Kohlensäure.

2) Der Essigpilz (Saccharomyces Mycoderma). Er entwickelt sich in gegorenen Flüssigkeiten und verwandelt den Alkohol derselben durch Aufnahme von Sauerstoff in Essigsäure [1].

b) Ihre Lebensbedingungen.

Diese sind: 1) Eine geeignete, aus organischen Stoffen bestehende (kohlenstoff- und stickstoffhaltige) Nährsubstanz. Da diese Pilze kein Chlorophyll enthalten, so haben sie auch nicht die Fähigkeit, Kohlensäure zu assimilieren und sich das Material zum Aufbau ihrer Zellen aus unorganischen Stoffen selbst zu bereiten. Deshalb sind sie auf fertig gebildete organische Stoffe angewiesen. Sie leben daher als Parasiten in lebenden Tieren und Pflanzen oder als Saprophyten in toten Organismen und in Lösungen.

2) Feuchtigkeit. Durch Austrocknen werden ihre Lebensfunktionen unterbrochen, aber nicht völlig aufgehoben.

3) Eine gewisse Temperatur. Die günstigste Temperatur zu ihrer Entwicklung ist die des menschlichen Körpers, etwa 35—37° C.

Bei hohen Wärmegraden (über 50°) erlöschen die Lebensvorgänge der Bakterien (Wärmestarre), erwachen aber unter geeigneten Bedingungen wieder. Es gibt aber auch Spaltpilze, welche Temperaturen bis 140° C ertragen. Unter 4° hört die Vermehrung und das Wachstum der Zellen auf (Kältestarre), jedoch erfolgt bei dieser und noch tieferen Temperaturen noch keine Abtötung; Sporen (Dauersporen, Dauerstadien) mit erstaunlicher Widerstandskraft gegen schädliche Einflüsse.

Es gibt manche Stoffe, welche das Leben der Spaltpilze vernichten,

---

1) Gutes Lehrmittel: Brendel (Berlin W. 101), botanische Modelle: Sproßpilze (32 M.), Spaltpilze (36 M.), insektenfressende Pflanzen (80 M., auch einzeln). — Dr. Braß, die niedrigsten Lebewesen. Ihre Bedeutung als Krankheitserreger, ihre Beziehung zum Menschen und den übrigen Organismen und ihre Stellung in der Natur. Leipzig, Thieme, 1891.

so: Bor-, Karbol- und namentlich Salicylsäure, ebenso das sog. „Sublimat“ [1]).

c) Die Rolle der niederen Pilze im Haushalte der Menschen und der Natur.

I. Sie bringen im Organismus des Menschen, seiner Haustiere und Kulturpflanzen verheerende Wirkungen hervor, indem sie hier verschiedene Krankheiten erzeugen.

α) Solche Krankheiten, welche von Pilzbildungen begleitet sind und höchst wahrscheinlich durch dieselben verursacht werden, sind (im menschlichen Körper): Tuberkulose, Cholera, Diphtheritis, Typhus, Influenza, Masern, Scharlach u. s. w. — (im tierischen Körper): Milzbrand, Rinderpest u. s. w.) — (im Körper von Kulturpflanzen): Rost, Brand, Mehltau und Mutterkorn.

β) Die niederen Pilze (Bakterien) sind auch die Ursache der ehedem so gefürchteten Wundkrankheiten („Lazaretfieber“, „Brand“), welche den Erfolg nach Operationen fraglich machten. Die von dem englischen Chirurgen Lister (1870) begründete sog. antiseptische Wundbehandlungsmethode erzielt ihre Erfolge dadurch, daß sie von den Wunden alle organischen Keime, die Mikroorganismen, fern hält.

γ) Auch die Blutvergiftung, welche oft nach ganz unbedeutenden Verletzungen eintritt, ist vielfach die Wirkung niederer Pilze. Die Keime derselben haften nämlich an den Gegenständen, mit denen die Verwundung hervorgebracht wird, und kommen durch sie in die Wunde. Das verwundete Gewebe bietet den Bakterien nun einen Nährboden, in denen sie sich zu unzähligen Mengen vermehren. Von da an wandern sie mittels der Blutbahnen weiter und kommen so in das Blut. Daher sollte sich jeder zum Grundsatze machen, auch die kleinste Verletzung möglichst sorgfältig zu behandeln (nicht mit Spinnengewebe bedecken; keinen Speichel, der selbst Bakterien enthalten kann, damit in Berührung bringen!). Die Behandlung besteht darin, daß man die Wunde gründlich desinficiert und sie dann durch antiseptisches Material verschließt. Die dazu nötigen Stoffe sind in den Apotheken zu haben.

δ) Die Malaria oder das Sumpffieber wird auch durch Mikroorganismen verursacht, allein nicht durch pflanzliche, sondern durch solche, die zu den niedrigsten Geschöpfen des Tierreiches gehören und als „Plasmodien malariae“ bezeichnet werden. Das Sumpffieber hat seine Ursache im Boden, und der Aufenthaltsort der Malariakeime ist jedenfalls in diesem zu suchen (die Campagna in Italien). Ausgedehnte Anpflanzungen von Eukalyptusarten oder Fieberbäumen (Eucalyptus globulus).

---

1) Die heutige Bakteriologie verdankt ihre wissenschaftliche Grundlage wesentlich den bahnbrechenden Arbeiten Kochs. Namentlich hat er der bakteriologischen Forschung drei Hilfsmittel an die Hand gegeben, welche sie zu ihrer jetzigen Vollkommenheit brachten: die Mikrophotographie, die Reinkulturen in Nährgelatine und die Färbung der Bakterien mit Anilin.

ε) Verhalten bei ansteckenden Krankheiten. Nachdem man die Ursache vieler ansteckender Krankheiten erkannt hat, steht man denselben nicht mehr machtlos gegenüber, sondern es läßt sich viel zu ihrer Verhütung thun. Es mögen hier die wichtigsten diesbezüglichen Erfahrungssätze und die daraus sich ergebenden Verhaltungsmaßregeln folgen.

a) Ein mit faulenden tierischen und pflanzlichen Stoffen durchsetzter, oder ein durch hohen Grundwasserstand feuchter Boden gibt den passendsten Nährboden für Infektionskeime ab. Daraus folgt:

1) Man sorge für Reinhaltung und Austrocknung des Bodens seiner Umgebung (Anlage von Drainage).

2) Man halte auch seine Wohnung rein und trocken.

3) Man dulde keine undichten Abtrittgruben, von welchen aus ihr Inhalt sich im Boden verbreiten kann.

b) Die Ansteckungsstoffe (Pilzkeime) lassen sich in vielen Fällen zerstören und zwar durch Reinlichkeit, ungehinderten Zutritt von Luft und Licht und durch verschiedene Desinfektionsmittel (Karbolsäure, Lysol, heiße Wasserdämpfe von 100°, Kalkmilch ꝛc.). Daraus folgt:

1) Man sorge dafür, daß Licht und reine Luft in das Wohnzimmer dringen können.

2) Man desinficiere die Abtrittgruben, die Ausleerungen (bevor sie weggegossen werden) und Wäsche der Kranken.

3) Die Sitzbretter der Aborte reinige man durch Abwaschen mit Kaliseife (Schmierseife), deren Inhalt setze man Eisenvitriol oder Manganchlorür zu, die Ausleerungen desinficiere man mit Kalkmilch und die Kleider von Kranken durch heiße Wasserdämpfe oder Auskochen (1 Stunde lang) oder Eintauchen (48 Stunden lang) in 5 % Karbolsäure oder 5 % Lysollösung.

c) Die Pilzkeime können durch die Luft übertragen werden. Daher:

1) Man hüte sich, unmittelbar den warmen Hauch eines Kranken einzuatmen.

2) Man ventiliere im Kranken- und Wohnzimmer und sorge für frische, pilzfreie Luft.

d) Die Pilzkeime können durch Flüssigkeiten in unseren Körper gelangen. Daher:

1) Man genieße nur reines Trinkwasser (Pumpbrunnenwasser häufig unrein!).

2) Rohe Milch genieße man nur von vollständig gesunden Kühen; in zweifelhaften Fällen koche man die Milch ab.

3) Man hüte sich, Speichel, Schleim, Erbrochenes ꝛc. von Kranken an Hände und Kleider zu bekommen (oftes, sorgfältiges Waschen!).

e) Die Infektionskeime können an festen Körpern haften und von da aus in unseren Körper gelangen. Daher:

1) Messer, Löffel, Gabeln, Teller, Kleidungsstücke, Betten ꝛc., die der Kranke benützt hat, gebrauche man nur, nachdem sie gründlich gereinigt, bezw. desinficiert sind (Vergl. b!).

2) Das Sputum des Kranken darf nicht auf den Boden gelangen; sonst trocknet es hier ein und kann dann in Form von Staub die Pilzkeime in unseren Körper tragen (Schwindsüchtige, besondere Spuckgefäße!)

3) Hat man Kranke besucht, so gehe man nicht sofort unter Gesunde, sondern lüfte zuerst eine Zeit lang seine Kleider aus.

II. Sie bringen Wirkungen hervor, welche dem Menschen zum Nutzen gereichen. Die bekanntesten davon sind die folgenden:

α) Sie wirken bei der Erzeugung von Nahrungsmitteln, von Speisen und Getränken, mit.

1) Der Thätigkeit des Hefepilzes (Saccharomyces cerevisiae) verdanken wir die geistigen Getränke, indem derselbe die Ursache der Alkoholgärung ist.

2) Der Essigpilz (Mycoderma aceti) ist bei der Umwandlung von Alkohol in Essigsäure, also bei der Bildung des Essigs, beteiligt.

3) Ebenso spielen Pilze bei der Bereitung von Brot und Käse (Bacillus subtilis), bei der Entstehung von Sauermilch, Sauerkraut, sauren Gurken (Buttersäurepilz: Clostridium butyricum) u. s. w. eine wesentliche Rolle.

β) Sie leiten den Vorgang der Fäulnis und Verwesung ein, wodurch die Stoffe abgestorbener Tier- und Pflanzenkörper der unorganischen Natur und dem allgemeinen Kreislauf der Materie zurückgegeben werden.

Fäulnispilz der Eiweißkörper: Bacterium Termo; die Nitromonaden, welche die Nitrifikation im Ackerboden bewirken helfen. Die Spaltpilze sind es also, welche das „Wieder-zur-Erde-Werden" ins Werk setzen (Folgen, wenn diese Pilze zu Grunde gingen!).

γ) Diejenigen Pilze, welche in Symbiose mit den Algen die Flechten bilden, helfen aus dem harten, rohen Gestein eine pflanzenbergende Erdschicht bilden und tragen dadurch wesentlich zur Verbreitung der Pflanzen bei.

δ) Pilze sind es endlich auch, die in der Erdschicht, die jetzt unseren Planeten bedeckt, dem denselben bekleidenden Pflanzenteppich die nötige Nahrung zuführen.

1) Unsere waldbildenden Bäume (Buchen, Eichen u. s. w.) tragen an ihren feinsten Wurzelverzweigungen ganz regelmäßig eine Pilzhülle, durch welche die Bestandteile des Waldbodens für jene Bäume zur Ernährung vorbereitet und denselben übermittelt werden (Pilzwurzeln oder Mykorhizen nach Frank).

2) Unter der Bethätigung eigentümlicher, in die Pflanzenwurzeln einwandernder Bodenpilze (Bacillus radicicola) findet die Stickstoffernährung gewisser Pflanzen statt, z. B. der Leguminosen (von den Lupinen wußte man schon längst, daß sie in dem sterilsten Boden gedeihen und den Boden, wenn sie untergeackert werden, düngen, indem

sie imstande sind, ihren Stickstoffbedarf aus der Luft zu decken; die Waldplatterbse, Lathyrus silvestris, mit ihrem hohen Proteingehalt von 30 %). An diesen Pflanzen bilden sich eigentümliche Wurzelknöllchen aus, in denen sich Bakterien befinden, unter deren Vermittelung die Pflanzen aus dem Stoffvorrate der Atmosphäre ihren Stickstoff entnehmen.

3) Es ist sogar nachgewiesen worden, daß das Keimen pflanzlicher Samen in sterilisierten Nährböden ohne die Zufuhr gewisser Bodenpilze nicht möglich sei, was daher komme, daß die Pflanze allein nicht befähigt sei, kompliziertere Nährstoffe zu verwerten, diese vielmehr durch die überall vorhandenen Bodenpilze in einfachere Körper, wie Ammoniak, Kohlensäure, Wasser und salpetrige Säure zerlegt werden müßten. Hiernach gäbe es kein Pflanzenleben ohne Mikroben.

Anhang III. Das Konservieren organischer Substanzen, insbesondere von Nahrungsmitteln.

I. Begriff. Die organischen Stoffe, insbesondere unsere Nahrungsmittel, verderben bekanntlich über kurz oder lang, indem sie in Fäulnis, Gärung oder Verwesung übergehen. Um diese Zersetzungsvorgänge zu verhindern oder doch möglichst lange aufzuhalten, hat man verschiedene Konservierungsmethoden erfunden.

Alle diese Mittel laufen im wesentlichen darauf hinaus, die in der organischen Materie enthaltenen Mikroorganismen oder Mikroben, durch deren Lebensthätigkeit die genannten Prozesse eben zustande kommen, zu zerstören, oder doch ihre Entwicklung zu hemmen und den Zutritt neuer Mikroben zu verhindern.

II. Die Konservierungsmethoden. Die zweckmäßigsten Methoden sind die folgenden:

a) Das Erhitzen bis zum Sieden. Diese Methode besteht darin, daß man die betreffenden Stoffe in Gefäßen längere Zeit stark erhitzt und dann sofort luftdicht verschließt. Durch große Wärme, namentlich die Siedhitze, werden die meisten Mikroben getötet und der hermetische Verschluß verhindert den Hinzutritt neuer.

Beispiele: 1) die Konservierung von Nahrungsmitteln nach dem Appertschen [1]) Verfahren: zubereitete Nahrungsmittel (Gemüse, Fleischspeisen) werden in Blechbüchsen gebracht; diese verlötet man sodann bis auf eine ganz kleine Öffnung im Deckel, erhitzt sie hierauf im Dampfbade so lange, bis die Luft vollständig aus dem Inneren entfernt ist und lötet nun die Blechdose schnell zu. Die geschlossenen Büchsen werden hierauf in eine gesättigte Kochsalzlösung gebracht, die man auf

---

1) Nach einem französischen Koch, François Appert (spr. Apär), der diese Methode um 1804 erfand.

108—110° erhitzt und dann langsam erkalten läßt. Eintritt der Fäulnis oder Gärung ist nun vollkommen unmöglich.

2) Das Pasteurisieren[1]) von Bier. Dieses Verfahren, wodurch Bier für den Transport, namentlich in tropische Länder, auf lange Zeit haltbar gemacht wird, besteht darin, daß man das Bier in fest verkorkten Flaschen einige Stunden hindurch auf etwa 70° erhitzt, wodurch die Hefezellen getötet oder doch wenigstens gelähmt werden.

3) Das Pasteurisieren von Wein, ähnlich wie das vorige Verfahren.

b) Das Dörren oder Trocknen. Dies Verfahren besteht darin, daß man den betreffenden Stoffen durch Wärme Feuchtigkeit entzieht. Da die Mikroben nur auf feuchtem Nährboden gedeihen, so schneidet man ihnen hierdurch die Möglichkeit der Entwicklung ab.

Beispiele: 1) Austrocknen von Fleisch (Fleischpulver, Fleischmehl).

2) Das Räuchern von Fleisch (s. auch h!).

3) Das Trocknen des Obstes in Öfen und an der Sonne (Dörrobst, „Backobst").

4) Das Dörren von Gemüse; hierdurch erhält man das sog. Dörrgemüse, das gewöhnlich auch komprimiert wird; Verfahren: die Gemüse werden in Dampf gekocht, dann bei 40° in einem starken, trocknen Luftstrome schnell gedörrt und endlich dem Drucke einer hydraulischen Presse ausgesetzt. Das gewöhnliche Dörrgemüse ist sehr empfehlenswert.

c) Das Einsalzen oder Einpökeln[2]), ein Verfahren, das zum Konservieren von Fleisch und Fischen dient und darin besteht, daß man Fleisch mit Kochsalz, dem auch etwas Salpeter, Zucker und Gewürz zugesetzt werden kann, einreibt und in Fässer verpackt. Indem sich das Salz auf Kosten der Zellflüssigkeit löst, wirkt es wasserentziehend und gerade auf dieser partiellen Entziehung von Feuchtigkeit beruht seine konservierende Eigenschaft.

Das Einsalzen hat verschiedene Nachteile: 1) die entstehende Salzlake laugt das Fleisch sehr aus, weshalb es einen Verlust an Nährstoffen erleidet; 2) der salzige Geschmack wird den Konsumenten leicht zuwider.

Wie das Kochsalz, so wirkt auch der Alkohol wasserentziehend, doch wird derselbe meist nur bei anatomischen und zoologischen Präparaten angewandt.

---

1) Nach dem französischen Naturforscher Pasteur (spr. Pastöhr), der über die Thätigkeit der Mikroben eingehende Studien angestellt hat.

2) Dieser Name stammt wahrscheinlich von dem Fischer Willem Bökel oder Beukelsz in Flandern, der in der 2. Hälfte des 14. Jahrhunderts lebte und das Einsalzen der Heringe verbesserte.

d) Das Einmachen von Früchten in Salz oder Essig, ein in den Haushaltungen häufig angewandtes Verfahren, bei dem ebenfalls eine partielle Entziehung von Feuchtigkeit das Wirksame ist.

Beispiele: 1) Salz- und Essiggurken.

2) Eingemachte Bohnen, Sauerkraut, eingemachte Kirschen, Weichseln und Zwetschgen, Preisel- und Schwarzbeeren &c.

e) Das Einmachen oder Einkochen in Zucker, ein Verfahren, das bei manchen Obstsorten Anwendung findet und das darauf beruht, daß sich in sehr konzentrierter Zuckerlösung keine Gärungspilze entwickeln können.

Beispiele. Alle Sorten von Obst und Fruchtsäften werden auf diese Weise konserviert.

f) Die Anwendung niederer Temperatur. Die Mikroben können unter + 4° sich nicht entwickeln und ihre Lebensfunktionen nicht ausüben, daher ist die Kälte ein sehr wirksames Konservierungsmittel.

Beispiele: 1) Aufbewahrung von Nahrungsmitteln in Eisschränken und Eiskellern.

2) Transport von Fleisch nach überseeischen Orten in sehr kalten Räumen (Kälteschiffe oder Frigoriferen).

g) Das Überziehen mit einer Hülle, wodurch man die Abhaltung der Pilzkeime aus der Luft bewirken will.

Beispiele: α) Für Nahrungsmittel: 1) Fleisch wird in Fett eingeschmolzen.

2) Eier werden mit einer Schicht Paraffin oder mit Kalkmilch überzogen.

3) Früchte überzieht man mit einer Zuckerschicht (Kandieren).

β) Für andere Substanzen: das Lackieren und Polieren von Holz.

h) Das Zusetzen antiseptischer Mittel. Es sind dies Substanzen, welche die Pilzkeime töten oder die gärungs- und fäulnisfähigen Körper so verändern, daß sie für die Entwicklung der Pilze nicht mehr geeignet sind. Wendet man solche Antiseptika auf Nahrungsmittel an, so ist man natürlich auf solche beschränkt, welche keine nachteiligen Wirkungen auf den menschlichen Organismus ausüben.

Antiseptika für Nahrungsmittel: 1) Kreosot zum Räuchern von Fleischwaren. Diese nehmen es aus dem Holzrauch oder bei der sogenannten Schnellräucherung aus einer kreosothaltigen Flüssigkeit auf. 2) Salicylsäure namentlich für Wein und Bier und als Zusatz beim Einmachen von Konserven (kleine Mengen sind ohne Nachteile für die Gesundheit, größere dagegen sind vom hygieinischen Standpunkte aus

verwerflich). 3) Borax, ebenfalls als Zusatz zu eingemachten Früchten. Das Zusetzen von Saccharin zu solchen, um Zucker zu sparen, ist verwerflich, da es die Verdauung beeinträchtigt.

Antiseptika für andere Stoffe: 1) Karbolsäure zur Desinfektion. 2) Quecksilberchlorid, Kupfer- und Eisensalze zum Imprägnieren von Holz, zum Aufbewahren anatomischer Präparate u. s. w.

Anhang IV. Kreislauf der Materie.

Die 3 Naturreiche stehen, wie wir bisher schon vielfach erkannt haben, in Wechselbeziehung, in innigem Zusammenhange.

Aus der unorganischen Natur, aus dem Mineralreiche, entnehmen die Pflanzen ihre Nahrung in Form einfacher Verbindungen: dem Boden entziehen sie durch ihre Wurzeln verschiedene Salze (Sulfate, Karbonate, Nitrate, Phosphate, Silikate ꝛc.), und vermittels der Spaltöffnungen ihrer Blätter nehmen sie gasförmige Bestandteile der Atmosphäre (Kohlensäure, Wasserdampf, Ammoniak, Sauerstoff ꝛc.) auf. Aus diesem unorganischen Material bilden die Pflanzen durch den Assimilationsprozeß, der im wesentlichen eine Desoxydation oder Reduktion ist, in der chlorophyllhaltigen Zelle des Blattes organische Substanzen (Kohlehydrate, Fette, Proteïnstoffe ꝛc.). Das Innere der Pflanze ist das wunderbar großartige Laboratorium, in dem sich die Umwandlung des Unorganischen in Organisches vollzieht [1]). Mit diesem Vorgange ist die Abscheidung von Sauerstoff verbunden, der in die Atmosphäre übergeht und diese dadurch immer wieder für das Atmen der Menschen und Tiere brauchbar erhält.

Das ganze Tierreich ist an die Existenz des Pflanzenreiches gebunden. Unfähig, aus unorganischen Stoffen organische Substanzen zu erzeugen, ist das Tier ganz auf die Pflanzenwelt angewiesen. Aus ihr entnimmt es die hier produzierte organische Substanz in Form von Kohlehydraten, Proteïnstoffen und Fetten; ihr verdankt es auch sein unentbehrlichstes Lebenselement, den Sauerstoff, den es in der Atmosphäre vorfindet und der hier von der assimilierenden Pflanze immer wieder erneuert wird. Durch die Atmungswerkzeuge gelangt der Sauerstoff in das Blut der Tiere, wird mit diesem im ganzen Körper verbreitet und kommt dadurch in innige Berührung mit den aufgenommenen Nahrungsstoffen, mit der ganzen Körpersubstanz, von der er fortwährend entsprechende Mengen oxydiert. Durch diese Oxydation der in letzter Instanz aus dem Pflanzenreich stammenden organischen Substanzen des Tierkörpers werden diese allmählich gespalten, in einfachere, sauerstoffreichere, unorganische Verbindungen zerlegt, die das Tier schon während seines Lebens der Außenwelt und damit der unorganischen

---

1) „Das Blatt ist die Quelle alles Lebens, von ihm geht der Kreislauf des ganzen Getriebes der organischen Natur aus, in ihm ist die Brücke zwischen der organischen und unorganischen Natur gegeben“.

Natur fortwährend überliefert. Und stirbt das Tier, so zerfällt sein Leib durch Fäulnis und Verwesung ebenfalls in einfache unorganische Verbindungen. Der Lebensprozeß der Tiere, sowie die Zersetzungen des toten Körpers liefern also dieselben Stoffe, welche die Nahrungsmittel der Pflanzen bilden.

Die oben erwähnte Wechselbeziehung zwischen dem Unorganischen und Organischen besteht somit in einem Kreislaufe des Stoffes durch die drei Reiche der Natur. Die Materie, aus der alles Leblose und Lebende der Erde aufgebaut ist, befindet sich also in einem beständigen Kreislaufe, in einer fortwährenden Wandlung und Wanderung. Alles geht aus der einen Gruppierung, der einen Form in die andere über („Alles fließt", Heraklit, 500 v. Chr.). Dieselben Atome, die vielleicht heute eine duftige Blüte, eine saftige Frucht zusammensetzen helfen, bewegen sich nach einiger Zeit in einem Tiere, um bald darauf in Luftform mit den Winden fortzueilen oder als Bestandteil einer Wasserwelle dem Meere zuzuströmen, oder auch vorübergehend in der Erde zu verweilen, bis sie durch günstige Gelegenheit in einen neuen Kreislauf gezogen werden. Die Wege, auf denen sich die Stoffwanderung vollzieht, sind also äußerst mannigfach, oft kurz und einfach, oft aber auch sehr lang und kompliziert.

Und die Kräfte, welche diesen Kreislauf, dieses „Fließen" des Stoffes unterhalten? Wärme und Licht, Magnetismus und Elektrizität, Chemismus und Schwerkraft (S. 237).

Anhang V. Einiges aus der Geschichte der Chemie[1]).

In dem Entwicklungsgang der Chemie, die ein sehr hohes Alter hat, da sich ihre ersten Anfänge im Dunkel des grauesten Altertums verlieren, lassen sich verschiedene Zeiträume unterscheiden, die den jeweiligen Stand der chemischen Kenntnis und Erkenntnis ziemlich treu repräsentieren.

I. Die Chemie des Altertums.

(Bis 300 n. Chr.).

Die ältesten Kulturvölker (Israeliten, Phönizier, Ägypter) besaßen schon mannigfache chemische Kenntnisse, die sie jedenfalls meistens dem Zufall verdankten (sie verstanden sich z. B. auf die Gewinnung und Bearbeitung der Metalle Gold, Silber, Kupfer ꝛc., die Bereitung von Glas, Ziegeln, Farben, Seife, Brot, Arzneistoffen, Bier, Essig ꝛc., die Gewinnung von Kochsalz, Soda, Salmiak ꝛc., die Konservierung der Leichname durch Einbalsamieren ꝛc.).

Diese chemischen Künste wurden später von den Griechen und

1) Wer sich eingehender mit diesem interessanten Gegenstande befassen will, dem sei zum Studium empfohlen: Kopp, Geschichte der Chemie (21 Mk.); Ladenburg, Vorträge über die Entwicklungsgeschichte der Chemie in den letzten hundert Jahren.

Römern betrieben und erweitert (Dioskorides 50 n. Chr. kennt die Destillation 2c.). Bei den ersteren finden wir auch schon geistreiche Spekulationen über das Wesen der Materie (Thales, 640 v. Chr.: „Alles ist aus Wasser geworden;“ Anaximenes, 611 v Chr.; Heraklit, 500 v. Chr.: „Alles fließt;“ Aristoteles, 322 v. Chr., S. 150).

II. Zeitalter der Alchemie.
(Bis 1500 n. Chr.).

Die Alchemie (oder Alchimie) ist durch die Annahme charakterisiert, die Metalle seien zusammengesetzter Natur, beständen aus einer Art Schwefel und Quecksilber (Merkur) und ließen sich ineinander verwandeln. Man suchte daher einen Stoff, den Stein der Weisen, der, mit schmelzenden unedlen Metallen zusammen gemischt, diese in Gold verwandelte. Das Bestreben, diesen Stoff ausfindig zu machen, findet man zuerst bei den Ägyptern im 4. Jahrh. n. Chr. (S. 2). Nach der Eroberung dieses Landes durch die Araber ging es auf diese über. Durch die Araber wurden die Spanier mit der Goldmacherkunst bekannt. Von Spanien aus verbreitete sie sich über Frankreich, Deutschland, England und die übrigen Länder Europas. Bedeutende Alchemisten oder Adepten sind:

1) Geber, einer der berühmtesten chemischen Schriftsteller der Araber, Lehrer an der Hochschule zu Sevilla, ums Jahr 800. Er kannte und beschrieb eine große Anzahl chemischer Stoffe, wie Salpetersäure, Königswasser, Salpeter, Quecksilberoxyd 2c.

2) Albertus Magnus (Albrecht von Bollstaedt), geb. 1193 zu Lauingen (in Bayern), gest. 1280. Er stand im Rufe eines bedeutenden Gelehrten, beschrieb die Trennung des Goldes vom Silber durch Scheidewasser 2c.

3) Basilius Valentinus; er soll zu Anfang des 15. Jahrh. gelebt haben und Mönch zu Erfurt gewesen sein.

III. Zeitalter der medizinischen Chemie.
(Bis 1700).

Im 16. und 17. Jahrh. machte sich neben den Bestrebungen, unedle Metalle in Gold zu verwandeln, eine andere Richtung geltend, die darauf hinaus lief, zur Heilung von Krankheiten und zur Verlängerung des Lebens wirksame Arzneistoffe (Elixire) herzustellen. Als Vertreter dieser Richtung, die man gewöhnlich die iatrochemische[1]) oder medizinische nennt, sind anzuführen:

1) Paracelsus, 1493—1541, Professor der Arzneikunde zu Basel Er bereitete viele, zum Teil noch jetzt geschätzte Arzneien und vollführte damit glänzende Kuren. Ihm sagte man nach, er habe ein Universalheilmittel, die lebenverlängernde Panacee[2]), besessen.

2) Glauber (S. 99).

---

1) Vom gr. iätros, Arzt. — 2) Vom gr. pan-äkeia, von pan, all und akein, heilen.

IV. Zeitalter der phlogistischen Chemie.
(Bis 1800).

Gegen Ende des 17. Jahrh. versuchten zwei deutsche Gelehrte, Becher und Stahl, einen Teil der bis dahin bekannt gewordenen chemischen Thatsachen auf eine gemeinsame Ursache zurückzuführen und wurden so Schöpfer der ersten chemischen Theorie, die unter dem Namen der Lehre vom Phlogiston oder der phlogistischen Theorie bekannt ist. Besonders hat sich Stahl um den Aufbau derselben verdient gemacht (S. 150).

Von den Männern, welche eifrige Vertheidiger dieser Theorie waren, sind zu nennen: Cavendisch (S. 27), Priestley und Scheele (S. 19). Diesen ist auch nachzurühmen, daß sie die Chemie durch die fundamentalsten Entdeckungen bereichert haben.

V. Zeitalter der quantitativen Chemie.
(Ende des 18. Jahrh. bis heute).

Bisher begnügte man sich fast ausschließlich damit, die chemischen Prozesse nur nach ihrer qualitativen Seite zu erforschen; gegen Ende des 18. Jahrh. führte man die Wage in das Studium der Chemie ein (S. 4) und schuf damit die Epoche der quantitativen Untersuchungen. Als die bedeutendsten Förderer dieser Richtung und überhaupt der wissenschaftlichen Chemie sind zu nennen:

1) Lavoisier (S. 18 und 151), schuf die Fundamente unserer heutigen Ansichten und wurde somit der Begründer der modernen Chemie.

2) Berthollet, 1748—1822, in Paris, stützte durch experimentelle Untersuchungen Lavoisiers Theorie, lehrte auch die Anwendung des Cl als Bleichmittel und die Salpeterfabrikation.

3) Klaproth, 1843–1817, Professor der Chemie in Berlin, trug wesentlich dazu bei, daß die Ideen Lavoisiers auch in Deutschland immer mehr Boden gewannen.

4) Richter und Proust, Begründer der Stöchiometrie (S. 5).

5) Dalton, 1766—1844, in England, der Schöpfer der atomistischen Hypothese (S. 5).

6) Gay-Lussac, 1788—1850 in Paris, stellte das Volumgesetz (S. 6) auf.

7) Davy, 1778—1828, ein Engländer, zersetzte eine Reihe von Stoffen (Alkalien und alkalische Erden), die man bis dahin für unzersetzbar hielt und begründete die elektrochemische Theorie (die Ansicht, daß die Ursache der chemischen Vereinigungen in einem elektrischen Gegensatze, positiv und negativ, der Bestandteil zu suchen sei).

8) Berzelius, einer der größten Chemiker der Neuzeit, 1779—1848, Stockholm, suchte die Atomgewichte festzustellen, führte die heute übliche Zeichensprache ein, begründete die dualistische oder Binär-Theorie (man dachte sich nach dieser z. B. in einem Oxysalz 2 Bestandteile, eine Säure und eine Base ꝛc.), machte viele Entdeckungen und bildete ausgezeichnete Chemiker heran (Mitscherlich, Gmelin, Wöhler).

9) Justus von Liebig, der größte Chemiker der Neuzeit, geb. 1803 in Darmstadt, wurde 1824 Professor der Chemie in Gießen,

folgte 1852 einem Rufe nach München, wo er 1873 starb. Er begründete das wissenschaftliche Fundament der organischen, wurde der Reformator der medizinischen und landwirtschaftlichen Chemie (S. 228, 232) und erfand verschiedene, für die Untersuchung wertvolle Apparate (Kühler, Kugel- oder Kaliapparat). Seine berühmtesten Werke sind: „die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Agrikultur und Physiologie" (1840); „Naturgesetze des Feldbaues" (1862); „Chemische Briefe."

10) Wöhler (S. 166).

11) A. W. Hofmann hat den modernen chemischen Theorien[1]) in weiteren Kreisen Eingang verschafft („Einleitung in die moderne Chemie").

12) Fresenius, R., in Wiesbaden, ein bedeutender Analytiker.

Anhang VI. Fragen aus der Chemie, welche bei Jahres- und Austrittsprüfungen an Seminarien, sowie bei Anstellungsprüfungen bayerischer Schuldienstexspektanten gegeben wurden[2]).

1) Welches sind die Eigenschaften der Eiweißkörper, wie heißen die wichtigsten derselben, welche Stoffe sind besonders reich daran und welche Bedeutung haben sie für die Ernährung der Menschen?

2) Welches sind die chemischen Wirkungen des Lichtes, welche Erscheinungen finden in denselben ihre Erklärung und wozu werden sie benützt?

3) Welches sind die dem Menschen nötigen Nahrungsstoffe, welche Veränderung geht an ihnen während der Verdauung vor sich, auf welche Weise erfolgt der Übergang derselben in das Blut und welchen Anteil nehmen sie am Stoffwechsel des Körpers?

4) Welche Grundstoffe bedarf die Pflanze zum Aufbau ihres Körpers, und in welchen Verbindungen werden ihr dieselben im Ackerboden und in der Atmosphäre geboten?

5) Salpetersäure und Ammoniak: ihre Eigenschaften und ihre außerordentliche Wichtigkeit für die Ernährung der Pflanzen!

6) Die landwirtschaftlichen Futterstoffe: ihre Unterscheidung in plastische Nährmittel und in Respirationsmittel, sowie ihre Verwertung im Tierkörper.

7) Welche Körper entstehen beim Verbrennen eines Schwefelhölzchens und auf welche Weise?

8) Eine Parallele zwischen Kohlensäure und Ammoniak!

9) Was sind Säuren, welche Arten von Säuren gibt es, in welcher Weise wirken dieselben auf Salze ein und wozu werden diese Prozesse benützt?

10) Was ist bei der Entstehung chemischer Verbindungen besonders merkwürdig und wie erklärt sich dies?

---

1) Sehr lesenswert: Meyer, Chemische Probleme der Gegenwart, Heidelberg, Winter, 1 Mk.

2) Die folgenden Aufgaben zeigen, daß bereits bei Prüfungen Fragen aus der Chemie gestellt werden. Es wäre sehr zu wünschen, daß hiebei diesem wichtigen naturwissenschaftlichen Zweig noch größere Beachtung geschenkt würde.

11) Welche Rolle spielt die Wärme bei chemischen Prozessen und welche Thatsachen lassen sich hiefür angeben?

12) Was sind chemische Prozesse und wie verschieden sind dieselben?

13) Die Umwandlungen der Stärke und der aus ihr hervorgehenden Stoffe!

14) Welche physikalischen und chemischen Vorgänge finden an einer brennenden Kerze statt?

15) Die praktische Bedeutung der Zersetzbarkeit der Salze durch Wärme.

16) Wie geht der Salpeterbildungsprozeß in der Natur vor sich, auf welche Weise ahmt man denselben künstlich nach und welche Bedeutung hat derselbe für die Landwirtschaft?

17) Was ist Thon, aus welchen Körpern und auf welche Weise entsteht er und welche Bedeutung hat derselbe für die Pflanzen?

18) Welches sind die luftförmigen Nahrungsstoffe der Pflanzen und was kann über sie angegeben werden?

19) Was sind Salze, auf welche verschiedene Weise können dieselben gebildet werden und welche haben für die Ernährung der Pflanzen Bedeutung?

20) Welche Stoffe müssen im Futter der Haustiere enthalten sein, warum, und wie werden dieselben nach ihrer physiolog'schen Funktion eingeteilt?

21) In welcher chemischen Form können die Pflanzen Stickstoff aufnehmen, welches sind die Stickstoffquellen der Kulturpflanzen und wozu wird der Stickstoff im Pflanzenkörper benützt?

22) In welcher Weise wirkt eine Sauerstoffsäure auf ein Haloidsalz ein und wozu benützt man diese Reaktion?

23) In welchen Formen kommt der unverbundene Kohlenstoff in der Natur und im Handel vor, auf welche Weise wird derselbe zur Gewinnung der Metalle benützt, welches sind seine bekanntesten gasförmigen Verbindungen und was ist von denselben in Bezug auf Bildungsweise und Eigenschaften bekannt?

24) Was versteht man unter Verbrennung, unter welchen Bedingungen ist diese möglich, wodurch kann eine solche unterbrochen werden und wozu wird sie benützt?

25) Was versteht man unter Gärung, welche Arten von Gärung unterscheidet man, unter welchen Bedingungen treten dieselben ein und welche Bedeutung haben sie für den Haushalt der Menschen?

26) In wiefern ist Eisen zum Gedeihen der Pflanzen notwendig?

27) Welche Mineralien gehören zur Gruppe des Calciums? Was für eine Gestalt, welche chemische Zusammensetzung und welche physikalischen Eigenschaften hat jedes dieser Mineralien?

28) Aus welchen Elementen bestehen die Pflanzensubstanzen?

29) Was ist hartes Wasser, wie entsteht dasselbe und auf welche Weise kann es weich gemacht werden? (Die Vorgänge sind auch durch Gleichungen auszudrücken!)

30) Die Kohlensäure: ihre Zusammensetzung, Herstellung, ihre Eigenschaften und Bedeutung im gesamten Haushalte der Natur.

Anhang VII. Zur Praxis der Chemie.

I. Das Unterrichtslokal.

Das Lehrzimmer für Chemie sollte bleibend enthalten: 1) einen Experimentiertisch mit Gasleitung; wo kein Gas zur Verfügung steht, muß man sich mit Weingeistlampen begnügen; bequem ist es, wenn der Experimentiertisch mehrere Schubfächer enthält, in denen man die notwendigsten Gegenstände aufbewahrt; 2) eine pneumatische Wanne aus Glas, die auf dem Experimentiertisch einen festen Platz bekommt, oder in denselben eingelassen ist; 3) eine Reihe von Schulbänken, die mit zunehmender Entfernung vom Experimentiertisch terrassenförmig höher werden; 4) mehrere lange Tische, auf welchen die Schüler ihre praktischen Arbeiten ausführen können und 5) eine Wandtafel. Alles andere, was für den Unterricht erforderlich ist, wird in dem an das Lehrzimmer stoßenden Kabinet in Schränken und Regalen aufbewahrt.

II. Anleitung zu einigen häufig vorkommenden Arbeiten.

1) Bereitung von Reagenspapieren. Man erwärmt 1 Tl. käuflichen Lackmus mit 6 Tl. Wasser unter Umrühren, filtriert und teilt das Filtrat in 2 Teile. Hierauf taucht man einen Glasstab in verdünnte Schwefelsäure und bringt ihn in die eine Hälfte, damit diese eben rot erscheint. Sodann gießt man beide Teile wieder zusammen und erhält wieder eine blaue Flüssigkeit. Endlich zieht man Streifen feinen ungeleimten Papieres durch diese Tinktur, sodaß sie eine deutliche blaue Farbe annehmen und hängt sie zum Trocknen auf. Man hat nun blaues Lackmuspapier.

Um rotes Lackmuspapier zu bekommen, rührt man blaue Lackmustinktur wiederholt mit einem in Schwefelsäure getauchten Glasstab um, bis ihre Farbe eben deutlich rot wird und tränkt mit dieser Flüssigkeit sodann Papierstreifen. Dieselben müssen nach dem Trocknen deutlich rot sein.

Curcumapapier erhält man in folgender Weise: Man übergießt 1 Gewichtsteil zerstoßene Curcumawurzel mit 6 Gewichtsteilen Spiritus, erwärmt einige Zeit und tränkt mit der filtrierten Tinktur feines Papier. Dasselbe muß nach dem Trocknen schön gelb aussehen. Alle Reagenspapiere muß man in gut verschlossenen Kästchen oder in Gläsern, die mit schwarzem Papier umklebt sind, aufbewahren, da sie bei dauerndem Lichteinfluß bleichen.

2) Behandlung der Glasröhren. Zur Anstellung sehr vieler Versuche hat man Glasröhren nötig, die man für den jedesmaligen Zweck bald schneiden, bald biegen, bald ausziehen u. s. w. muß. Das Schneiden der Glasröhren führt man so aus, daß man an der Stelle, wo dieselbe abbrechen soll, mit einer scharfen kantigen Feile einen Strich querüber macht, dann die Röhre mit beiden Händen anfaßt, den Feilstrich nach außen gekehrt, und so einen Druck auf dieselbe ausübt. Auf diese Weise kann man selbst dickere Röhren glatt abbrechen, nur muß

man dann längere und tiefere Feilstriche machen. Da abgeschnittene Glasröhren einen scharfen Rand haben, so bringt man dieselben, um sich vor Beschädigung der Finger zu bewahren und das Zerschneiden der Kautschukröhren, die man aufstreifen will, zu verhüten, in eine Flamme und erwärmt den Rand nach und nach ringsum bis zum Schmelzen der Kanten, wobei sich dieselben von selbst abrunden. Bei dünnwandigen Glasröhren genügt zu dieser Arbeit eine Weingeistlampe unter Anwendung eines Lötrohres.

Das Biegen der Glasröhren wird über der Weingeistlampe mit doppeltem Luftzug, oder über der Äolipile ausgeführt. Unter beständigem Umdrehen erwärmt man allmählich die zu biegende Röhre an der Stelle, wo sie gebogen werden soll und bringt sie sodann in die heißeste Stelle der Flamme. Darauf versucht man unter schwachem Druck, ob die Röhre nachgibt und biegt sie, wenn dies der Fall ist, zu der erwünschten Form. Beim Ausziehen einer Glasröhre zu einer feinen Spitze zieht man die Röhre, nachdem das Glas erweicht ist, in entgegengesetzter Richtung auseinander.

3) Behandlung der Korkpfropfen. Diese braucht man häufig, um Glasröhren in eine weitere Öffnung zu befestigen. Zu dem Zweck müssen dieselben durchbohrt sein. Um Korke zu durchbohren, bedient man sich eines eigenen Korkbohrers, oder einer sogenannten Rattenschwanzfeile. Das Durchbohren wird erleichtert, wenn man die Korke durch Klopfen weich macht. Zunächst stößt man ein feines Loch durch und vergrößert dasselbe sodann dadurch, daß man die Feile unter beständigem Drehen eindringen läßt. — Statt der Pfropfen aus Kork kann man sich der Kautschukstöpsel bedienen. Dieselben erhält man im Handel bereits durchbohrt; auch haben sie vor den anderen den Vorzug, daß sie einen besseren luftdichten Verschluß bewirken.

III. Lehrmittel für den Unterricht in der Chemie.

Da der Unterricht in der Chemie, der naturkundliche Unterricht überhaupt, ein Anschauungsunterricht ist, so muß er auch, falls er wirklich fruchtbringend sein soll, die Anschauung so viel wie möglich anregen und unterstützen. Dies geschieht einerseits durch Vorführung von Versuchen, andererseits durch Demonstrationen an Chemikalien und Abbildungen. Daraus geht hervor, daß der Unterricht in der Chemie Apparate, Chemikalien und Wandtafeln als Lehrmittel erfordert.

a) Apparate.

aa) Verzeichnis der nötigen Apparate.

α) Für den Unterricht.

1) Eine tubulierte Glasglocke mit eingeschliffenem Glasstöpsel. Dieselbe braucht man zu mehreren Versuchen. Mit einem großen Glas, z. B. einem Bierglas, kann man sich auch behelfen.

2) Eine pneumatische Wanne aus Glas mit Brücke; viel billiger, aber für den Unterricht nicht so bequem, ist eine pneumatische Wanne aus Zink. Will man sich einer solchen bedienen, so lasse man sich einen Blechkasten von c. 30 cm Länge, 15 cm Breite und 12 bis

15 cm Tiefe anfertigen. Bequem ist es, wenn man in diesem Kasten einen mit einem Loch versehenen Blechstreifen, die sogenannte Brücke, anbringen läßt, auf welche man die zum Auffangen der Gase bestimmten Gefäße stellen kann. Beim Gebrauche der pneumatischen Wanne füllt man dieselbe soweit mit Wasser, daß es etwa einen Finger breit über der Brücke steht, füllt dann das Gefäß, in dem man das zu entwickelnde Gas auffangen will, mit Wasser, verschließt seine Mündung mit einem Finger (einer Glasplatte, einem Kork), kehrt es um und bringt die Mündung unter Wasser über das Ende der Gasleitungsröhre, ehe man den Verschluß wegnimmt. — Statt eines Kastens aus Blech kann man sich auch einer gewöhnlichen irdenen Schüssel bedienen (Fig. 15). Den Gebrauch der pneumatischen Wanne veranschaulicht Fig. 4, 19.

3) Eine Wage.

4) Eine gläserne Weingeistlampe mit einfachem Luftzug. Dieselbe, in Fig. 4 abgebildet, besteht aus dem zur Aufnahme des Weingeistes bestimmten Behälter, der Röhrenmündung, welche eine blecherne, vielfach durchlöcherte, zum Tragen des Dochtes dienende Röhre enthält, einer aufgeschliffenen Kappe, die das Verdunsten des Weingeistes verhindern soll, und einer zum Auffüllen bestimmten Seitenöffnung. Derselben bedient man sich zu sehr vielen Erhitzungen.

5) Eine Weingeistlampe mit doppeltem Luftzuge, eine sogenannte Berzelius'sche Lampe. Diese Lampen haben sehr verschiedene Formen. Die in Fig. 19 abgebildete ist sehr zweckmäßig. Sie läßt sich an einem Stativ herauf und herab schieben. An demselben Stativ befinden sich außerdem noch einige bewegliche Nebenteile, z. B. ein Messingring, der zum Aufsetzen von Schalen u. s. w. dient, der sog. Kochring (Fig. 29). Will man einen Tiegel erhitzen, so hängt man denselben in ein Dreieck von Eisen und legt dieses auf den Ring. Um einen auf diese Weise erhitzten Tiegel abzunehmen, bedient man sich einer Zange (Tiegelzange). Die Berzelius'sche Lampe wendet man an, wenn ein höherer Hitzgrad als der, welcher durch die gewöhnliche Weingeistlampe zu erzielen, notwendig ist.

6) Einige tubulierte Retorten mit Vorlagen aus Glas. Über Einrichtung und Gebrauch derselben vergleiche man Fig. 4. Ihre Erhitzung muß sehr vorsichtig geschehen.

7) Ein Retortenhalter. Dieselben können verschieden eingerichtet sein. Eine bequeme und zweckmäßige Einrichtung zeigt Fig. 4, auch Fig. 2 veranschaulicht eine sehr bequeme Form.

8) Mehrere Glasröhren von verschiedener Dicke und Schmelzbarkeit. Man benützt sie zu mannigfachen Zwecken: zu Gasleitungen (Gasleitungsröhren), zum Erhitzen und Schmelzen fester Körper (sogenannte Verbrennungsröhren). Da dieselben sehr schwer springen, so sind sie zu dem letzteren Zweck vorteilhaft. Über die Behandlung der Glasröhren vergleiche man II dieses Anhangs. Zu Gasleitungen kann man sich auch sehr vorteilhaft eines Kautschukschlauches von 6 bis 8 dm Länge bedienen. Zur Verbindung von Glasröhren verwendet man am bequemsten Kautschukröhrchen Fig. 18, 19.

9) Mehrere Gläser zur Ansammlung von Gasen, z. B.

größere und kleinere Medizingläser, einige Cylinder mit Fuß. Zum Verschluß derselben dienen Korke oder Glasplatten. Man vergleiche Fig. 4 und 18.

10) Mehrere an einem langen eisernen Draht befestigte Löffelchen. Über die Verwendung derselben vergleiche man Fig. 6.

11) Mehrere Glaskolben mit dazu passenden einfach und doppelt durchbohrten Stöpseln. Die Form derselben erhellt aus Fig. 10, 19 rc. Sehr bequem und zweckmäßig sind Kautschukstopfen. Man wendet die Glaskolben zu verschiedenen Zwecken an.

12) Eine Trichter- und eine Sicherheitsröhre. Form und Zweck der ersteren ist aus Fig. 10, 19 u. s. w. ersichtlich, der letzteren aus Fig. 19. Der in der Krümmung der letzteren zurückbleibende Teil der Flüssigkeit dient als beweglicher Verschluß des Gefäßes.

13) Einige Dutzend Reagensgläser mit einem Gestell hiezu. Man vergleiche Fig. 1. Die Reagensgläser gestatten sehr mannigfache Anwendung.

14) Eine sogenannte elektrische Pistole.

15) Einige Bechergläser. In denselben nimmt man Auflösungen u. s. w. vor. Man vergleiche Fig. 3.

16) Einige Porzellanschalen. Diese benützt man namentlich zum Abdampfen. Hiebei verfährt man entweder so, daß man die Porzellanschale mit Inhalt mittelst einer Zange direkt über eine Weingeistflamme hält, oder so, daß man auf einen sogenannten Dreifuß (Fig. 2) ein Drahtnetz oder ein Drahtdreieck legt, die Porzellanschale darauf stellt und die Weingeistlampe darunter. Wendet man zum Abdampfen die Berzelius'sche Lampe an, so kann man die Abdampfschale auf den sogenannten Kochring setzen.

17) Einige Glastrichter und ein Filtriergestell. Fig. 3, geben hierüber den nötigen Aufschluß.

18) Filtrierpapier.

19) Ein Liebig'scher Kühler. Fig. 2 veranschaulicht die Einrichtung und die Art seines Gebrauches.

20) Eine Waschflasche für Gase. Dieselbe dient dazu, entwickelte Gase zu reinigen. Zu dem Zweck leitet man das zu reinigende Gas durch das Entwicklungsrohr in eine mit der Reinigungsflüssigkeit zur Hälfte gefüllte Flasche, die Waschflasche. Fig. 19 zeigt die Form und die Art des Gebrauches einer solchen.

21) Ein Lötrohr. Über die Einrichtung desselben findet man auf Seite 131 Aufschluß; die Art des Gebrauches veranschaulicht Fig. 27.

22) Ein Platindraht. Die verschiedene Anwendung desselben ist aus Seite 94 ersichtlich.

23) Einige Porzellantiegel.

24) Einige Chlorcalciumröhren. Fig. 28 und 29 zeigen die Form derselben. Sie werden mit einem sehr hygroskopischen Körper, z. B. mit Chlorcalcium, gefüllt. Das durchstreichende Gas wird durch Berührung mit demselben von dem mitgerissenen Wasser befreit.

25) Eine Kugelröhre. Fig. 28.

26) Ein Apparat zur Zersetzung des Wassers und ein solcher zur Zersetzung der Salzsäure, Fig. 12 gibt hierüber Aufschluß.

27) Eine galvanische Batterie aus 3 bis 4 Elementen.

28) Eine größere Anzahl verschieden großer Standgefäße zu Chemikalien.

Alle diese Apparate können von **Treffurth** in Ilmenau bezogen werden. Derselbe übersendet auf Wunsch ein Preisverzeichnis verschiedener chemischer Gerätschaften.

β) Für den Einzelnen.

Wer in der Chemie etwas leisten will, muß selbst Hand anlegen; er muß Versuche anstellen, um mit eigenen Sinnen den Verlauf der chemischen Vorgänge beobachten zu können. Mit ein paar Mark sind die Apparate zu beschaffen (fast in jeder Stadt zu haben), mit denen man den Anfang machen kann. Leicht läßt sich dann dieser „chemische Apparat" nach und nach ergänzen.

Man kaufe sich zunächst:

1) Eine Weingeistlampe, 0,50—0,70 ℳ,
2) Glasröhren (Biegeröhren), 0,50 ℳ,
3) Fünf Probierröhrchen, 0,40 ℳ,
4) Kautschukschlauch, 0,30 ℳ,
5) Einige Kochflaschen à Stück 0,40 ℳ,
6) Eine Retorte, 0,50 ℳ rc.!

bb) Herstellung zusammengesetzter Apparate.

1) Apparat zur Darstellung von Sauerstoff, Fig. 4. Statt der Entbindungsröhre aus Glas kann man sich eines Kautschukschlauches bedienen. Wendet man einen solchen an, so paßt man in die Retorte einen durchlöcherten Kork, steckt in die Durchbohrung ein kurzes Glasröhrchen und streift endlich über dasselbe den Kautschukschlauch.

2) Apparat zur Entwicklung von Wasserstoff, Fig. 10.

3) Apparat zur Darstellung von Kohlensäure, Fig. 18.

4) Apparat zur Bereitung von Kohlenoxyd, Fig. 19.

5) Apparat zur Bereitung von Schwefelwasserstoff. Man kann hiezu die in Fig. 10 abgebildete Vorrichtung benützen. — Statt eines Kolbens kann man auch ein Arzneiglas oder Probierrohr, welches mit einem durchbohrten Kork verschlossen werden kann, benützen.

6) Apparat zur Entwicklung von Chlor, Fig. 24.

7) Der Marsh'sche Apparat, Fig. 29.

8) Apparat zur Reduktion von Kupferoxyd, Fig. 28.

9) Apparat zur Elektrolyse des Wassers und der Salzsäure, Fig. 12.

10) Apparat zur Destillation kleiner Flüssigkeitsmengen, Fig. 2.

b) Chemikalien.

Aufbewahrung. Dieselben bewahrt man am besten in Gefäßen aus weißem Glas mit Glasstöpseln auf. Auf jedes Glas klebt man mit Gummilösung eine Etikette und schreibt die Formel und den Namen

des in demselben enthaltenen Stoffes darauf. Für einige Chemikalien wendet man, da dieselben sehr häufig gebraucht werden, größere Standflaschen an, z. B. für englische Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure, Ammoniak, Kaliumlauge, Natriumlauge, Spiritus u. s. w. Die meisten der übrigen Stoffe kann man in kleineren Gläsern aufbewahren.

Aufstellung. Zur Aufstellung der Chemikalien eignet sich sehr gut ein offnes Regal. Die einzelnen Abteilungen desselben bekommen Überschriften. — Aufzustellen sind: Salpetersäure, Schwefel (Stangenschwefel, Schwefelblumen), englische und Nordhäuser Schwefelsäure, Phosphor (in Wasser), Kalium (in Steinöl), Natrium (desgleichen), Kalium- und Natriumlauge, gebrannter Kalk, Kalkwasser, Magnesium (als Band und Draht), Aluminium, Eisen (Roh-, Schmiedeeisen und Stahl), Schwefelkohlenstoff, Schwefelleber, Einfach-Schwefeleisen, Schwefelantimon, Zinnober u. s. w.

c) Wandtafeln.

Viele der für den Unterricht in der Chemie nötigen Abbildungen kann der Lehrer selbst anfertigen, oder sie von seinen Schülern unter seiner Leitung entwerfen lassen. Leicht kann man sich folgende Wandtafeln herstellen: eine, welche die Gewinnung des Schwefels veranschaulicht; eine zweite, welche die Einrichtung eines Hochofens zeigt; eine dritte, welche die Fabrikation der Schwefelsäure vorstellt; eine vierte, welche die Darstellung des Weingeistes zur Anschauung bringt u. s. w.

Alphabetisches Register.

(Die Ziffern bezeichnen die Seitenzahlen).

G

H

T

U

V

W

Z

und will den H. H. Lehrern die Vorbereitung auf dieses Unterrichtsfach erleichtern. Es hat in der Fachpresse eine sehr günstige Aufnahme gefunden, dient bereits in vielen Schulen als Grundlage des naturgeschichtlichen Unterrichts und wurde u. a. von den Kgl. Regierungen von Mittelfranken, Schwaben und Neuburg und Unterfranken den Fortbildungskursen der Schuldienstexspektanten zum Studium pro 1893 empfohlen.

Heilmanns Ratgeber .... Wir wünschten nur, daß jedes Kind in der vom Verfasser angegebenen Weise unterrichtet würde; der Erfolg würde nicht ausbleiben ....

Schulblatt für Thüringen und Franken .... Im ganzen genommen, müssen wir das Buch als ein sehr gutes bezeichnen und allen Volksschullehrern angelegentlichst empfehlen.

Schulblatt für Hessen-Nassau .... Ein vorzügliches Buch, das in jeder Schul- und in jeder Lehrerbibliothek einen Platz verdient ....

Außerdem fand dieses Buch noch in vielen anderen Zeitschriften sehr günstige Beurteilung und wurde auch in manchen Leitartikeln (z. B. Preußische Schulzeitung) besprochen.

Fuß, K., Lehrbuch der Physik und Chemie, ein Hilfsmittel für Lehrer und Lehrerinnen, 2,40 Mk.; zweite Auflage.

Pädagogischer Jahresbericht von Dr. Dittes .... Der Unterricht, in dem Geiste dieses Buches geleitet, kann nur von dem besten Erfolge gekrönt werden .... Dr. Rothe.

Bayerische Lehrerzeitung, Nr. 21, 1893 .... Dieses Buch bietet sich dem Lehrer als durchaus zuverlässiger Führer und als vortreffliches Hilfsmittel zur Vorbereitung auf den Unterricht an und es läßt sich mit Sicherheit voraussagen, daß es sich zahlreiche Freunde erwerben wird ....

Die Natur, Nr. 34, 1893 .... Wir haben in diesen Blättern schon die erste Auflage dieses praktischen Buches mit Anerkennung begrüßt und die zweite Auflage ist noch besser geworden .... Das Buch ist ein vorzügliches, wie wir es von dem Verfasser nicht anders gewohnt sind. Er lebt und webt in seinem Berufe .... (Dr. K. Müller).

Fuß, K., Kleine Naturlehre (Schülerbuch zum vorhergenannten Lehrbuch), 0,50 Mk.

Pädagogische Blätter für Lehrerbildung .... Das Büchlein ist vortrefflich ....

Literaturblatt für kath. Erzieher .... Kann als vortreffliches Lehrmittel empfohlen werden.

Pädagogium von Dr. Dittes .... Außer durch seinen präzisen Inhalt empfiehlt sich das Büchlein auch durch seine sehr nette Ausstattung.

Verlag der **Friedr. Kornschen Buchhandlung** in **Nürnberg.**

Fuß, K. Der erste Unterricht in der Naturgeschichte. Für Schule und Haus. Nach methodischen Grundsätzen bearbeitet. Mit vielen Beobachtungs- und Übungsaufgaben und zahlreichen Abbildungen. Preis Mk. 3.

Das Buch hat bereits in der weit verbreiteten Zeitschrift **„Natur“** Nr. 32, 1892, eine sehr günstige Besprechung gefunden. Der in weiten Kreisen bekannte Herausgeber derselben, Herr Dr. Karl Müller in Halle, schreibt, nachdem er ausgeführt hat, daß die Bemühungen, naturwissenschaftliche Kenntnisse im Volke zu verbreiten, vielfach nicht von dem erwünschten Erfolge begleitet sind, folgendes:

„Um so erfrischender wirkt es dann aber auch, einmal wieder auf einen Mitarbeiter zu stoßen, der es sich jahrelang angelegen sein ließ, sich an und in der Natur selbst erst zu bilden, um nun das schwer Erlernte pädagogisch zu verwerten. Einen solchen Mitarbeiter finden wir in dem Verfasser des vorliegenden Buches, und darum sei es sogleich von vornherein ausgesprochen, daß sein Buch auf Grund des Vorstehenden sowie auf Grund seines Inhaltes uns einmal wieder hoch erfreut hat. Nicht am Studiertische ist sein Buch entstanden, sondern im regsten Verkehr mit Natur und Schule; und das spricht sich auf jeder Seite seiner Schrift aus, deren letztes schönes Ziel nur ist: „Die Schüler zu einer aufmerksamen Beobachtung der Natur und ihrer Glieder anzuregen,“ also nicht vollzupfropfen. Weiter kann und soll in der That der Lehrer nichts thun; denn in der Anregung allein gipfelt sein Erfolg. Ganz natürlich muß er dann aber auch die Wissenschaft bis zu einem gewissen Grade entsystematisieren, um die Keime des Gemütes um so tiefer zu pflegen. Die Wissenschaft als solche hat eben kein Gemüt, sondern nur Geist. Um jedoch aus diesem Keime des Gemütes entsprießen zu lassen, dazu gehört eine Art Hebammendienst des Lehrers. Solcher Art ist Verfasser, der sich dabei auf die psychologische Grundlage der Herbart-Ziller-schen Pädagogik stützt, ohne ihr sklavisch zu folgen. So führt er seine Schüler durch die 4 Jahreszeiten hindurch zu Feld, Garten, Wiese und Wald, um an einzelnem Sinnigkeit und Liebe in ihnen hervorzurufen; im Winter sogar in das Innere der Erde zu der Gewinnung des hier Verborgenen. So kommen Mineralogie, Pflanzen- und Tierkunde nacheinander zur Geltung ..... Mit einem vortrefflichen Rückblicke faßt er das gewonnene Allgemeine zusammen und schließt nicht minder geschickt mit einem Blicke auf den menschlichen Körper. . . .“

Fuß, K. Lehrbuch der Physik und Chemie für Volks-, Fortbildungs- und Töchterschulen. Als Hilfsmittel für Lehrer und Lehrerinnen, sowie zur Selbstbelehrung bearbeitet. Mit vielen in den Text gedruckten Abbildungen. Zweite, verbesserte und vermehrte Auflage. Preis: 2,40 Mk.

Das vorstehend angezeigte Buch, das den Anforderungen Rechnung trägt, welche die neuere Pädagogik an den Unterricht in der Naturlehre stellt, will den Herrn Lehrern die Vorbereitung auf diesen Unterrichtsgegenstand erleichtern und wird daher zu geneigter Abnahme bestens empfohlen.

Kohmann, G. und **Lober G. Orthographie in Beispielen.** Eine Sammlung von Sätzen zur Einübung der in Bayern, Preußen, Sachsen und Württemberg amtlich gegebenen Regeln für die deutsche Rechtschreibung. Dritte, vermehrte Auflage. — Preis 2 Mk. 40 Pf.

Durch h. Entschließung des Kultusministeriums für Lehrerbildungsanstalten und für den Gebrauch der Lehrer an Volks- und Fortbildungsschulen genehmigt und von den Königl. Kreisregierungen von Oberbayern, Mittelfranken, Schwaben und Neuburg zur Anschaffung empfohlen.

Verlag der **Friedr. Kornschen Buchhandlung** in **Nürnberg.**

Laut höchster Ministerialentschließung wurde für **protestantische Lehrer- und Lehrerinnen-Bildungsanstalten** genehmigt:

Böhm, J. Kurzgefaßte Geschichte der Pädagogik mit besonderer Berücksichtigung des deutschen Volksschulwesens. Zunächst für angehende Lehrer und Erzieher. Mit 20 Porträts. Preis ord. 2,20 Mk.

Dieses auf dem Gebiete der Pädagogik als vortrefflich anerkannte Werk hat in dieser neuen bereits siebenten Auflage durch die Beigabe von 20 Porträts hervorragender Pädagogen eine wesentliche Bereicherung erfahren. Besonders jüngere Lehrer machen wir auf das Buch aufmerksam, für diese ist es von großem Nutzen und eine wertvolle Bibliothekbereicherung.

Böhm, J. Leitfaden der Geschichte der Pädagogik mit besonderer Berücksichtigung der Volksschule in Deutschland, Oesterreich und der Schweiz. Zum Gebrauche in Lehrer- und Lehrerinnenbildungsanstalten und zur Vorbereitung auf die Anstellungsprüfung der Lehrer. Zweite Auflage. Preis 1,60 Mk.

Dieser Leitfaden ist geschrieben, um den Seminaristen, deren Studien unter einer Überfülle von Stoff leiden, das Lernen und Repetieren zu erleichtern.

Böhm, J. Geschichte der Pädagogik mit Charakterbildern hervorragender Pädagogen und Zeiten. Als Kommentar zu seiner kurzgef. Geschichte der Pädagogik. Mit 103 Abbildungen. 2 Bände. Band I Mk. 4.—, Band II Mk. 5.—

Das „Repertorium der Pädagogik“ enthält im 1. Heft des 47. Bandes pag. 58 (Ulm 1893) folgende Besprechung:

„Das Buch zählt entschieden mit zu den besten aller bislang erschienenen Werke über historische Pädagogik. Es ist in pragmatisch biographischer Weise verabfaßt, derart, daß der Leser ein deutliches Bild erhält von dem Ineinandergreifen der pädagogischen Bestrebungen verschiedener Zeitperioden von allen jenen Punkten, in denen der pädagogische Fortschritt liegt, von den aufgestellten und verdrängten Ideen, von dem stets fortschreitenden Geiste im Gange der Erziehungsgeschichte, sowie von allen Umständen, Zuständen und Verhältnissen, welche einen Wandel herbeiführten, und ganz besonders von den Personen, welche teils mittelbar, teils unmittelbar umgestaltend auf Erziehung und Unterricht eingewirkt haben. Als besonders beachtenswert möchten wir den Umstand bezeichnen, daß Böhms Werk auch eine Art „Quellenbuch“ zur Geschichte der Pädagogik enthält, indem es in richtiger Würdigung des pädagogischen Quellenstudiums den Leser vertraut macht mit einer Reihe von Musterstücken, die in kundigster Weise entnommen wurden allen Hauptwerken unserer pädagogischen Klassiker. Die Anschaulichkeit des trefflichen Buches wurde dadurch bedeutend erhöht. Wir wünschen dem ausgezeichneten Werke von Herzen den besten Erfolg! Besonders Schuldienstexspektanten möchten wir es zu gründlicher Vorbereitung auf ihre Anstellungsprüfung dringend empfehlen.

Eichstätt. A. Bock.

Druck von ... [partly covered by stamp]

Fuß, Konrad,

Grundzüge der Chemie aus Versuchen entwickelt nach methodischen Grundsä
tzen für den Schul- und Selbstunterricht

Nürnberg 1894